This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.

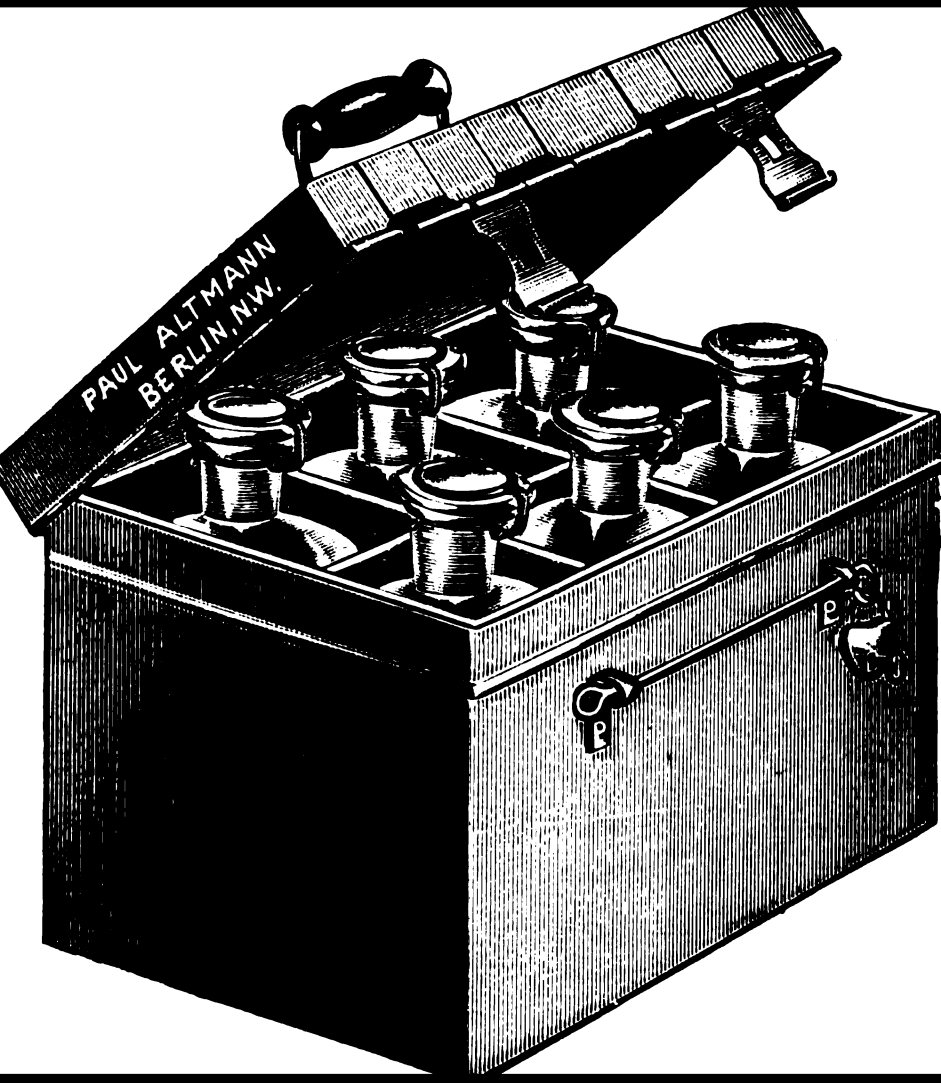
+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.

+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.

+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`



Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle

Hartwig Klut, W. Olszewski

LEMCKE & BUECHNER
NEW YORK

BOSTON MEDICAL
APR 13 1965
LIBRARY
t.6796

Digitized by Google

Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle.

Von

Dr. Hartwig Klut,
wissenschaftlichem Hilfsarbeiter der Kgl. Versuchs- und Prüfungsanstalt für Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung zu Berlin.

Mit 29 Textfiguren.

Berlin.
Verlag von Julius Springer.
1908.

Digitized by Google

Alle Rechte, insbesondere das der Übersetzung in fremde Sprachen, vorbehalten.

Druck der Kgl. Universitätsdruckerei von H. Stürtz in Würzburg.

Digitized by Google

Vorwort.

Dem Wunsche des Herrn Redakteur G. Arends entsprechend, habe ich für den Pharmazeutischen Kalender 1908 (Verlag von Julius Springer, Berlin) eine kleine Zusammenstellung über die Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle[1]) gebracht. Hierbei wurden in erster Linie die physikalische und chemische Untersuchung von Trink- und Oberflächenwasser am Orte der Entnahme berücksichtigt und nur das Allernotwendigste, was zur Kenntnis des in Rede stehenden Gegenstandes erforderlich ist, gebracht. Von größeren, insbesondere wissenschaftlichen Darlegungen sowie einer kurzen historischen Entwickelung des Themas wurde mit Rücksicht auf den Zweck der geplanten Zusammenstellung sowie auf den Raum, der mir für meine Ausführungen zu Gebote gestellt werden konnte, Abstand genommen.

Zahlreichen, mir gegenüber geäußerten Wünschen Folge leistend, bin ich seitdem an eine wesentlich erweiterte Bearbeitung des Gegenstandes herangetreten. Die vorliegende Arbeit soll bis zu einem gewissen Grade für die Untersuchung des Wassers das bieten, was seitens des Hamburger Hygienischen Institutes in so schätzenswerter Weise für das Abwassergebiet[2]) zu-

[1]) Klut, Die Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle. Originalarbeit im Pharm. Kalend. 1908. Teil 2. Pharm. Jahrbuch. S. 1—53. Berlin 1908.

[2]) Leitfaden f. d. chem. Untersuchung v. Abwasser von K. Farnsteiner, P. Buttenberg, O. Korn. München u. Berlin 1902.

Digitized by Google

sammengestellt wurde. Wie für die Untersuchung des Abwassers, so liegt auch für die Untersuchung des Wassers für Trink- und Brauchzwecke im weitesten Sinne z. Z. ein erhöhtes Interesse vor. Viele sind von Berufs wegen gehalten, im Nebenamte Wasseruntersuchungen auszuführen, und eine alles Wissenswerte enthaltende orientierende Schrift, welche nicht nur die Methoden beschreibt, auf deren Fehlergrenzen hinweist, die Bewertung der gewonnenen Befunde kritisch erörtert, sondern auch den Weg erkennen läßt, der zur Wahl der Methode geführt hat, ist ein dringendes Bedürfnis.

Die für die Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle erforderlichen Apparate und Geräte etc. sind zur besseren Erklärung des Textes abgebildet. Von verschiedenen Seiten wurde ich aufgefordert, die Prüfung des Wassers an der Entnahmestelle auch auf Eisen, Mangan, Härte und organische Substanzen auszudehnen; ferner auch die bakteriologische (Eijkmansche Methode des Nachweises von Fäkalverunreinigungen des Wassers) und die biologische Untersuchung des Wassers, besonders des Oberflächenwassers ausführlicher zu behandeln. Dem Wunsche bin ich gern nachgekommen. Man hat nunmehr auf Grund der Voruntersuchungen ein ungefähres Gesamtbild von der Beschaffenheit des in Frage stehenden Wassers[1]). Im Verein mit einer eingehenden örtlichen Besichtigung z. B. der Brunnen etc. wird man häufig sogleich feststellen können, ob ein zu Trink- und Brauchzwecken dienendes Wasser verunreinigt ist oder nicht. Liegt eine nachteilige Beeinflussung eines Wassers vor, so wird es sich in vielen Fällen erübrigen, noch eine weitere genauere Untersuchung des betreffenden Wassers ausführen zu lassen.

---

1) Die für die Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle erforderlichen Apparate und Utensilien nebst Reagenzien liefert in sachgemäßer Zusammenstellung die Firma Paul Altmann, Berlin NW 6, Luisenstr. 47.

Digitized by Google

Die angegebenen Untersuchungsmethoden sind sowohl für Chemiker als auch für Nichtchemiker berechnet. Die Methoden zur Bestimmung der einzelnen, in einem Wasser befindlichen Bestandteile berücksichtigen ausschließlich die Benutzung flüssiger Reagenzien, wie sie der Fachchemiker allgemein benutzt und welche einen raschen und zuverlässigen Aufschluß über den Charakter eines Wassers geben. Die Verwendung flüssiger Reagenzien wie starker Säuren etc. bietet jedoch gewisse Nachteile bei der Untersuchung an der Entnahmestelle, wenn ein mit derartigen Stoffen weniger Vertrauter die Prüfung des Wassers auszuführen hat. Um auch diesem die Möglichkeit einer einigermaßen zuverlässigen Methode in handlicher Form darzubieten, hat man mehrfach auf die Verwendung von Tabletten zurückgegriffen. Auch von Herrn Prof. Dr. med. Karl Schreiber[1]) und dem Verfasser wurde eine Anleitung zur chemischen Analyse des Wassers mit Hilfe von Tabletten ausgearbeitet. Die Firma E. Merck, Darmstadt, bürgt für die Zuverlässigkeit der Tabletten in denkbar möglichster Weise. Die Tablettenmethode stellt mehr oder weniger einen Notbehelf in dem oben angegebenen Sinne dar und gewährleistet zweifellos eine Genauigkeit der Bestimmung, wie sie überhaupt durch die angegebene Form erreicht werden kann. Nach wie vor wird man aber flüssigen Reagenzien schon vom rein praktischen Standpunkte hinsichtlich des weit schnelleren und meist einfacheren Arbeitens den Vorzug geben; und wo man Lösungen verwenden kann, wird man auch auf diese für gewöhnlich zurückgreifen, zumal dazu der größeren Genauigkeit der Methoden noch geringere Kosten für die Aufwendung der Chemikalien hinzukommen.

---

[1]) Den betreffenden Wasseruntersuchungskasten liefert die Firma E. Merck, Darmstadt, kompl. zum Preise von 60 Mk. Vergl. K. Schreiber, Die chem. Untersuchung von Trinkwasser a. d. Entnahmestelle. Zeitschr. f. Medizinalbeamte 1908. Heft 1.

Digitized by Google

Bei der Zusammenstellung der Arbeit fanden außer einer eingehenden Benutzung der auf diesem Gebiete recht umfangreichen Literatur eigene Erfahrungen Verwendung, die ich infolge meiner Stellung als Mitglied der Königlichen Versuchs- und Prüfungsanstalt für Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung zu Berlin im Laufe der Jahre gemacht habe, und deren Benutzung mir seitens des Anstaltsleiters, Herrn Geh. Obermedizinalrat und vortr. Rat im Königl. Preuß. Ministerium der geistl., Unterrichts- und Medizinal-Angelegenheiten Prof. Dr. A. Schmidtmann, des Anstaltsvorstehers, Herrn Geh. Medizinalrat., a. o. Professor der Hygiene an der Berliner Universität Dr. C. Günther und des Vorstehers der chemischen Abteilung obiger Anstalt, Herrn Prof. Dr. K. Thumm, bereitwilligst gestattet wurde, wofür ich meinen Vorgesetzten zu ergebenstem Danke verpflichtet bin.

Friedrichshagen-Berlin,
im September 1908.

Hartwig Klut.

Digitized by Google

Inhaltsverzeichnis.

	Seite
Einleitung	1
Entnahme von Wasserproben	2
Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle	7
Reihenfolge der Untersuchungen	7
Temperaturbestimmung	8
Klarheit und Durchsichtigkeit	9
Bestimmung der Farbe	13
Organische Substanzen	17
Bestimmung des Geruchs	22
Geschmack	25
Nachweis von salpetriger Säure	27
Nachweis von Salpetersäure	35
Nachweis der Ammoniakverbindungen	41
Prüfung auf Härte	50
Bestimmung der Reaktion des Wassers	56
Bakteriologische Untersuchung	58
Prüfung auf Eisen	67
Freie Kohlensäure	76
Bestimmung des in Wasser gelösten Sauerstoffes	89
Prüfung auf Blei	107
Biologische Untersuchung des Wassers	114
Nachweis von Mangan	120
Schemata für die Untersuchung von Grund- und Oberflächenwasser	129
Über normale chemische Zusammensetzung von Grund- und Oberflächenwasser	137
Literatur	145
Register	152

Digitized by Google

Digitized by Google

Einleitung.

Bei der Entnahme von Wasserproben aus Brunnen, Zapfstellen bei Wasserwerken, aus Quellen, Flüssen, Teichen usw. ist es von größter Wichtigkeit, daß gewisse Untersuchungen sogleich von dem zugezogenen Sachverständigen an Ort und Stelle selbst ausgeführt bezw. eingeleitet werden, da bei der späteren Untersuchung im Laboratorium bereits einige Veränderungen an der betreffenden Wasserprobe stattgefunden haben können. Verschiedene Bestimmungen lassen sich an eingesandten Wasserproben nicht mehr genau machen, wie z. B. die äußere Beschaffenheit, Temperaturbestimmung, Menge des gelösten Sauerstoffes und vor allen Dingen die bakteriologische Prüfung usw. Zur Erzielung einwandfreier Resultate sind daher einige Untersuchungen an Ort und Stelle nicht zu umgehen. Vielfach kann man neben der eingehenden, örtlichen Besichtigung der Wassergewinnungsanlage schon auf Grund dieser Voruntersuchungen entscheiden, ob ein Wasser verunreinigt ist oder nicht. — Bei dieser Art der Untersuchung ist zu berücksichtigen, daß es häufig nicht leicht ist, ausführliche und genaue Prüfungen von Wasser an der Entnahmestelle auszuführen, da man teils alle hierzu erforderlichen Reagenzien und Apparate nicht immer bei sich tragen kann, teils auch ein geeigneter Platz zur Vornahme der Untersuchungen oft nicht zur Verfügung steht.

Für die bakteriologische, biologische und physikalisch-chemische Untersuchung eines Wassers kommt

Digitized by Google

natürlich in erster Linie immer der jeweilige Spezialsachverständige in Betracht. So wünschenswert diese Forderung auch ist, so wird sie sich in der Praxis doch meist nicht verwirklichen lassen. Dann muß z. B. vielfach der Kreisarzt oder ein anderer Sachverständiger die Wasserproben entnehmen, der sie dann gewöhnlich einem Laboratorium zur weiteren Untersuchung übergibt. Diese Sachverständigen müssen daher auch in der Lage sein, gewisse Prüfungen an der geschöpften Wasserprobe sogleich vornehmen resp. einleiten zu können, wenn die gefundenen Resultate später für die Beurteilung Wert haben sollen. Es war infolgedessen wichtig, die in Frage kommenden Prüfungsmethoden so zu wählen, daß sie, abgesehen natürlich von ihrer Zuverlässigkeit, auch relativ einfach sind und ohne besondere Schwierigkeiten bei einiger Übung und Erfahrung auch von einem nicht Spezialsachverständigen sich gebrauchen lassen. Hervorgehoben muß an dieser Stelle gleich werden, daß es sich empfiehlt, soweit wie eben noch möglich, die Ergebnisse der Prüfung an Ort und Stelle im Laboratorium später zu kontrollieren.

Im folgenden finden sich die Arbeiten und Untersuchungen angegeben, die nach meinem Dafürhalten an der Wasserentnahmestelle für gewöhnlich auszuführen sind.

Über die

Entnahme von Wasserproben

gebe ich nachstehend die genaue Anweisung des Fragebogens der Königlichen Versuchs- und Prüfungsanstalt für Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung in Berlin mit einigen kleinen Anmerkungen wieder:

„Allgemeine Vorschriften. Von jeder zu untersuchenden Probe sind mindestens 3 Liter zu senden. Zur Versendung sind vollkommen reine, mit dem zu untersuchenden Wasser wiederholt (mindestens

Digitized by Google

3 mal) vorgespülte Glasflaschen zu verwenden, möglichst solche mit Glasstopfen. In Ermangelung derartiger Flaschen sind die Flaschen mit neuen Korken zu verschließen. Im allgemeinen sind die Flaschen nicht zu versiegeln. Ist eine Versiegelung der Flasche angezeigt, so ist der Kork zu verschnüren und das Siegel nicht auf dem Korke, sondern an der Verschnürung anzubringen. Ort und Zeit der Entnahme sind auf den Flaschen anzugeben. Auf dem Begleitschein muß angegeben sein, wer den Auftrag zur Untersuchung erteilt, wie die Flasche bezeichnet ist und wohin das Untersuchungsergebnis zu senden ist.

Bevor das Wasser zur Untersuchung aufgefangen wird, muß der Brunnen unmittelbar vorher mindestens 20 Minuten hindurch langsam und gleichmäßig abgepumpt werden, wobei bei Kesselbrunnen[1]) darauf zu achten ist, daß das ausgepumpte Wasser nicht wieder

---

[1]) Man vermeide jedoch das Abpumpen von Kesselbrunnen bis zur Erschöpfung, da sonst leicht der auf dem Boden des Kessels befindliche Schlamm aufgewirbelt wird und in die Probe gelangt.

Anmerkungen. Für die mikroskopische (biologische) Untersuchung kann es unter Umständen vorteilhaft sein, Planktonfänge auch vor dem Abpumpen zu machen.

Über die Entnahme von bakteriologischen sowie Sauerstoffproben etc. vergleiche die betreffenden Artikel. Über die geeignete Entnahme von Wasserproben aus Bohrlöchern, Schürfgräben etc. hat Renk im Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. Nr. 44 eingehend berichtet. Einiges sei aus dem Vortrage kurz wiedergegeben. Entnahme aus Bohrlöchern: Das Wasser darf nicht im Bohrloche längere Zeit gestanden haben. ferner muß die obere Öffnung des Bohrloches verschlossen gewesen sein.

Bei neuangelegten Brunnen sollte eine Wasseruntersuchung und hygienische Begutachtung erst dann veranlaßt werden, nachdem eine gründliche Reinigung durch wiederholtes Abpumpen des angesammelten Wassers und Ausheben des beim Bau eingedrungenen Schmutzes erfolgt ist.

Entnahme aus Schürfgräben ist in einfachster Weise dadurch zu erreichen, daß man am obersten Ende jedes Schürf-

Digitized by Google

in den Brunnenkessel zurückläuft. Hat der Brunnen nur wenig Wasser, oder ist kurz vor der Entnahme zu irgend welchen anderen Zwecken schon eine größere Wassermenge abgepumpt worden, so kann die Zeitdauer des oben geforderten Abpumpens entsprechend beschränkt werden.

Bei Wasserleitungen muß das Wasser unmittelbar vor der Entnahme mindestens 20 Minuten lang ablaufen gelassen werden.

Bei Brunnen ohne Pumpenrohr wird ein vorher sorgfältig innen und außen gereinigter, zweckmäßig unmittelbar vor der Benutzung mit heißem Wasser ausgespülter Eimer in den Brunnenkessel hinabgelassen und so zum Schöpfen des Wassers benutzt.

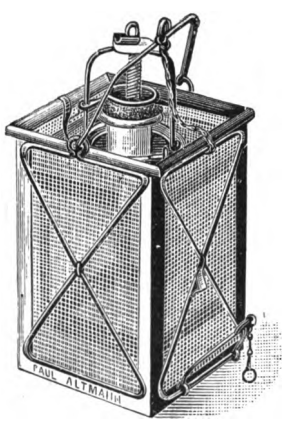


Fig. 1. Wasserentnahme-Apparat nach Heyroth.

Quell-, Fluß-, Teichwässer werden ohne weiteres in die oben näher beschriebenen Flaschen gefüllt."

Für die Entnahme von Wasserproben sind zahlreiche Apparate konstruiert worden. Man vergleiche beispielsweise nur einmal die illustrierten Kataloge der verschiedenen Firmen. Beim Abschnitt: „Bestimmung des in Wasser gelösten Sauerstoffes" sind zwei recht brauchbare Apparate von mir beschrieben. Von den vielen sei nebenstehend eine Vorrichtung für Wasserprobe-Entnahme zwecks chemischer Untersuchung nach Heyroth, Arbeiten aus dem Kaiserlichen Gesundheitsamte VII, 381 ff., abgebildet (Fig. 1). Er besteht aus einem

grabens ein ca. 1 m langes Eisen- oder Tonrohr derart einlegt, daß wenigstens ein Teil des dort aus dem Erdboden austretenden Wassers durch das Rohr abfließen muß.

Digitized by Google

Fig. 2. Glasflasche für Wasserproben.

Fig. 3. Sicherheitsverschluß.

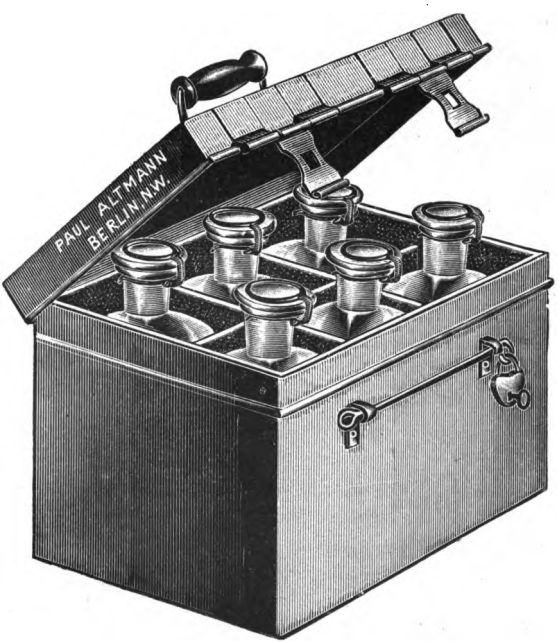


Fig. 4. Transportkasten für Wasserproben.

Digitized by Google

Drahtkorb mit Deckel zur Aufnahme der Flaschen für Wasserproben: Innen ist er mit Gummipolster versehen, trägt einen Bleiboden und wird mit der Flasche an einem Karabinerhaken und einer festen Schnur hinuntergelassen, um aus beliebigen Tiefen die Wasserprobe zu entnehmen. Auf dem Deckel befindet sich ein Ventil, das den Flaschenhals verschließt und durch Zug an einer zweiten Schnur von oben geöffnet werden kann, sobald sich der Flaschenhals in der gewünschten Entnahmetiefe befindet. Preis 38 Mk.

Für die zur Aufnahme der Wasserproben erforderlichen Gefäße verwendet die Anstalt viereckige Flaschen mit eingeschliffenem Glasstopfen und 1,5 l Inhalt, mit Nummern auf Stopfen und Flasche. Eine Seite des Gefäßes ist matt abgeschliffen für Bleistiftnotizen (Fig. 2). Preis 3 Mark.

Als Sicherheits-Verschluß dient eine federnde Metallklammer zum Festhalten des Glasstöpsels (Fig. 3). Preis pro Stück 0,60 Mk.

Zum Transport der entnommenen Wasserproben verwendet die Anstalt den umstehend abgebildeten Kasten, der völlig aus Metall hergestellt ist. Innen ist er zum sicheren Transport der Glasgefäße mit einer starken Filzauskleidung versehen. Der aufklappbare Scharnierdeckel besitzt ein Vorlegeschloß aus Messing (Fig. 4).

Preis für 4 Flaschen 24 Mk.
„ „ 6 „ 27 „

Digitized by Google

Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle.

Reihenfolge der Untersuchungen.

Es würde sich empfehlen, die Untersuchungen in nachstehender Reihenfolge auszuführen:

Bestimmung der Temperatur,
" " Klarheit und Durchsichtigkeit,
" " Farbe, Prüfung auf organische Substanzen,
" des Geruches,
" " Geschmackes,
Prüfung auf salpetrige Säure,
" " Salpetersäure,
" " Ammoniak und Härte,
" " Reaktion mit Lackmuspapier,
Einleitung der bakteriologischen Untersuchung.

In gewissen Fällen noch:

Prüfung auf Eisen,
" " freie Kohlensäure, eventl. Bestimmung derselben,
Bestimmung des gelösten Luftsauerstoffes,
Prüfung auf Blei,
Mikroskopische Prüfung, eventl. Probenahme für die biologische Untersuchung,
Prüfung auf Mangan.

Digitized by Google

Temperaturbestimmung.

Die Temperatur eines Trinkwassers liegt am besten, wenn es ein Genußmittel sein soll, zwischen 7° und 12° Celsius[1]). Reines kühles Wasser ist bekanntlich wohlschmeckend und erfrischend. Doch wird von den meisten Menschen auch Wasser mit einer Temperatur zwischen 5° bis 7° und 12° bis 15° Celsius noch nicht unangenehm empfunden. Dagegen erfrischen Wässer mit höheren Wärmegraden nicht mehr und es ist dies ein Hindernis für ihre Verwendung[2]). Trinkwässer unter 5° Celsius sind für viele Personen geradezu gesundheitsschädlich[3]).

Zur Bestimmung der Temperatur eines Wassers verwende man ein geprüftes und in halbe Grade eingeteiltes Thermometer. Die zur Zeit der Entnahme des Wassers herrschende Lufttemperatur muß gleichfalls berücksichtigt werden.

Die Bestimmung der Temperatur bei Wässern gibt zuweilen wertvolle Aufschlüsse über ihre Herkunft. Auffällig hohe bezw. niedere Temperaturen sind oft ein Indikator dafür, daß das betreffende Wasser aus geringer Tiefe unter der Oberfläche stammt, und somit vielleicht eine ungenügende Filtration im Boden erfahren hat. Vergl. auch den mehrfach zitierten Erlaß vom 23. April 1907 betr. Leitsätze für die Beschaffung hygienisch einwandfreien Wassers. In § 6 heißt es: „Größere Temperaturschwankungen weisen beim Grund- und Quellwasser darauf hin, daß Oberflächenwasser rasch und in erheblicher Menge dem unterirdischen Wasser zufließt. Das Gleichbleiben der Temperatur aber schließt das Vorhandensein solcher Zuflüsse noch nicht mit Sicherheit aus."

---

[1]) Flügge, Grundriß der Hygiene. 5. Aufl. 1902. S. 203.

[2]) K. B. Lehmann, Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. 1901. S. 236.

[3]) Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 7. Aufl. 1903. S. 335.

Digitized by Google

Klarheit und Durchsichtigkeit.

Trinkwasser soll klar und durchsichtig sein. Schwebestoffe dürfen nicht oder nur in äußerst geringer Menge darin enthalten sein. Selbst leicht getrübte Wässer stören schon beim Genuß. Wenngleich die suspendierten Bestandteile häufig keine gesundheitlichen Schädigungen bedingen, z. B. Sand-, Lehm-, Tonpartikelchen, Eisenhydroxyd, Karbonate etc., so machen sie doch ein solches Wasser zum mindesten unappetitlich. Vielfach werden aber Trübungen des Wassers auch durch andere Stoffe z. B. organischen Detritus, Stoff- und Holzfasern, Pilzfäden, Strohreste etc. hervorgerufen, die in der Regel dann Indikatoren der Verunreinigung des fraglichen Wassers durch äußere Einflüsse, zurückgebliebene Verschmutzungen vom Bau des Brunnens — schlechte Brunnenabdeckung, Nähe von Wohnstätten usw. — sind.

In dem gemeinsamen Erlaß der Minister der geistlichen, Unterrichts- und Medizinalangelegenheiten sowie des Innern vom 23. April 1907 betreffend die Gesichtspunkte für Beschaffung eines brauchbaren, hygienisch einwandfreien Wassers heißt es in § 5: „Trübungen in einem Quell- oder Grundwasser, die auf Erdteilchen beruhen, sind an sich ungefährlich, aber sie können, ähnlich wie die Bakterien, andeuten, daß ungenügend filtriertes Wasser eindringt. Feste Gesteine geben trübende Teilchen in der Regel nicht ab. Ebenso können kleine Wasserpflanzen und -tiere oder Luftblasen ein Anzeichen für ungenügende Bodenfiltration sein.

Die Bestimmung der Klarheit und Durchsichtigkeit eines Wassers an Ort und Stelle selbst ist meist von gewisser Bedeutung; so sind beispielsweise eisenhaltige Grundwässer frisch geschöpft fast durchweg klar, aber schon nach kurzer Zeit beobachtet man im allgemeinen eine stetig zunehmende Opaleszenz, und schließlich erfolgt Ausscheidung feiner gelbbrauner Flöckchen von

Digitized by Google

Eisenoxydhydrat[1]). Das in dem Wasser anfangs gelöste Eisenbikarbonat wird durch den Zutritt von Luftsauerstoff in unlösliches Ferrihydroxyd verwandelt. Ferner kann bei Wässern mit hohem Gehalte an Kalziumbikarbonat durch Abspaltung der halbgebundenen Kohlensäure kohlensaurer Kalk ausgeschieden und hierdurch eine Trübung des Wassers bedingt werden. Auch bei Oberflächenwässern — wie Talsperren, Seen, Flüssen — kann einwandfrei die ursprüngliche äußere Beschaffenheit oft nur an der frisch entnommenen Probe festgestellt werden, da beim Transport und bei der späteren Prüfung durch biologische Vorgänge etc. bereits Veränderungen eingetreten sein können.

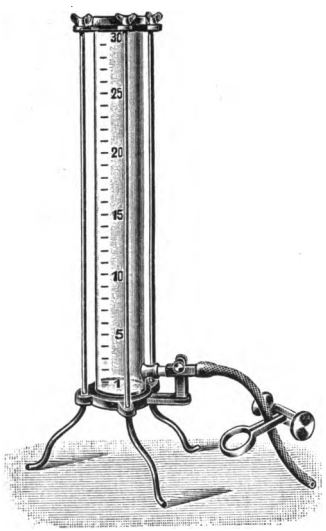


Fig. 5. Durchsichtigkeitszylinder.

Zur Bestimmung der Klarheit eines Wassers hält man am einfachsten die frisch geschöpfte Probe in einem farblosen Glasgefäße von etwa 1 bis 2 l Inhalt gegen das Licht und beobachtet. Besser aber verwendet man ca. 30 cm hohe und 3 bis 5 cm weite farblose Glaszylinder mit ebenem Boden, die mit dem zu prüfenden Wasser bis zum Rande gefüllt werden; hierbei läßt sich eine etwaige Trübung des Wassers leicht feststellen, besonders bei auffallendem Licht. Durch Vorhalten einiger Finger gegen das Licht kann man auch eine partielle Dunkelfeldbeleuchtung schaffen und

[1]) Es ist daher wichtig, anzugeben, ob die frisch geschöpfte Probe nach ganz kurzem Stehen einen Bodensatz zeigt, und ob dieser bedeutend oder gering, fein oder flockig, gefärbt usw. ist.

Digitized by Google

auf diese Weise eine feinere Untersuchung der suspendierten Bestandteile, eventuell unter Zuhilfenahme einer Lupe ermöglichen. Für diese Zwecke empfiehlt sich eine 10 bis 15 mal vergrößernde Lupe.

Als Grade der Klarheit wählt man zweckmäßig folgende Bezeichnungen: klar, schwach opalisierend, opalisierend, schwach trübe, trübe und stark trübe.

Enthält ein Wasser — z. B. aus einem Fluß — ziemlich viele Schwebestoffe, und soll seine Durchsichtigkeit gemessen werden, so wird am besten das unfiltrierte, gut durchgeschüttelte Wasser in einen mit ebenem Boden versehenen aus farblosem Glase hergestellten, mit Zentimetereinteilung und seitlichem, verschließbarem Bodenabflußrohr ausgestatteten Zylinder — Durchsichtigkeitszylinder (Fig. 5) — gegossen, und der letztere über die beigegebene Snellensche Schriftprobe[1]) Nr. I

1,0.

Der Jüngling, wenn Natur und Kunst ihn anziehen, glaubt mit einem lebhaften Streben bald in das innerste Heiligtum zu dringen.

5 4 1 7 8 3 0 9

gehalten. Durch Öffnen des Verschlusses des Abflußrohres läßt man schnell solange Wasser abfließen, bis man die einzelnen Buchstaben der Leseprobe deutlich zu erkennen vermag. Die Höhe der in dem Zylinder zurückgebliebenen Flüssigkeitsschicht, in Zentimetern ausgedrückt, wird als Durchsichtigkeitsgrad des Wassers betrachtet. Man muß besonders darauf achten, daß das fragliche Wasser in dem Zylinder sich nur ganz kurze Zeit aufhält, um ein Festsetzen der suspendierten Bestandteile an den Wandungen und am Boden des Gefäßes möglichst zu vermeiden.

---

[1]) Die betr. Schriftprobe ist bei der Firma Paul Altmann, Berlin NW. 6, erhältlich.

Digitized by Google

Um die Durchsichtigkeit bei Oberflächenwässern zu bestimmen, genügt oftmals für die Praxis folgende einfache Methode:

Man versenkt eine reine weiße Scheibe (Fig. 6), am besten aus Porzellan, in das Wasser. Diejenige Tiefe, gemessen von der Wasseroberfläche an, bei der die Scheibe

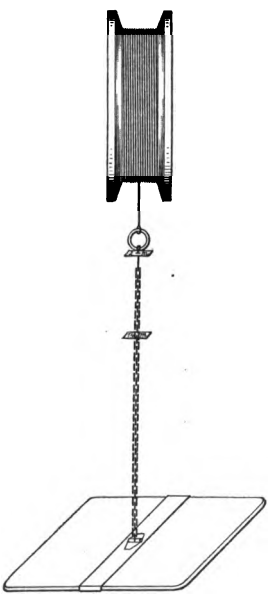


Fig. 6. Porzellanscheibe.

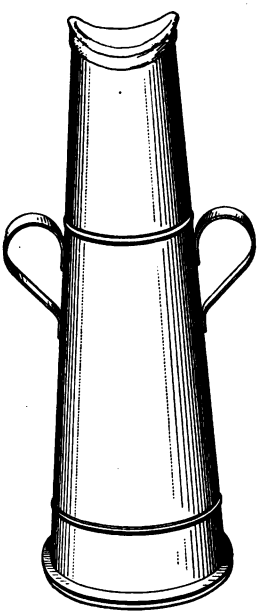


Fig. 7. Wassergucker.

eben für das Auge verschwindet, ist der Maßstab für die Durchsichtigkeit. Bei starker Wellenbewegung unterbleibt diese Art der Bestimmung besser, falls man nicht für diese Untersuchung mit einem Wassergucker[1]) (Fig. 7) ausgerüstet ist. Um hier einige Werte zu nennen,

[1]) Vergl. Kolkwitz, Biologische Probeentnahme- u. Untersuchungsinstrumente. Mitt. d. Kgl. Prüfungsanstalt 1907. Heft 9.

Digitized by Google

sei bemerkt, daß die Scheibe bei starker Trübung des Wassers bei etwa 25 bis 50 cm Tiefe verschwindet; in klaren Gewässern dagegen erst bei einigen Metern unter der Wasseroberfläche. Die Farbe des Wassers spielt hierbei im allgemeinen eine untergeordnete Rolle.

Für genauere Bestimmungen der Klarheit von Wässern ist das von J. König-Münster konstruierte Diaphanometer[1]) sehr zu empfehlen, dessen Einrichtung auf der Anwendung von Tauchröhren und der Vergleichung durch ein Lummer-Brodhunsches Prisma beruht. Als einheitliches Maß für den Ausdruck der trüben Beschaffenheit können die mit diesem Apparate ermittelten Werte dienen.

Bestimmung der Farbe.

Vollkommen farbloses Grundwasser findet man in der Natur nur selten, jedoch ist im allgemeinen die Färbung so gering, daß sie praktisch nicht in Betracht kommt. Oberflächenwasser ist dagegen fast stets mehr oder weniger deutlich gefärbt. Bedingt kann eine Färbung von Wasser sein durch Auslaugungsprodukte des Bodens z. B. Huminstoffe oder auch durch Zuführung mancher organischer Verunreinigungen. Findet eine direkte Zuführung von Farbstoffen statt, so zeigt sich für gewöhnlich ein gelblicher bis gelb-brauner Farbenton des Wassers. Hygienische Bedeutung gewinnt die Färbung eines Wassers nur dann, wenn sie durch menschliche oder tierische Abfallstoffe hervorgerufen wird[2]). Ein durch natürliche Beeinflussung gefärbtes Wasser, z. B. aus Moorgegenden, ist zwar an sich gesundheitlich unbedenklich, regt jedoch zum Genusse nicht gerade an[3]).

[1]) Zeitschr. f. Untersuchung der Nahrungs- u. Genußmittel 1904. S. 129 u. 587.

[2]) Vergl. K. B. Lehmann, Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. Wiesbaden 1901. S. 236 ff. u. S. 197.

[3]) Wettstein, Über die Farbe des Wassers. Dinglers polytechn. Journ. 1862. Bd. 162. S. 320 ff.

Digitized by Google

In dem gemeinsamen Erlaß der Minister der geistlichen, Unterrichts- und Medizinalangelegenheiten sowie des Innern vom 23. April 1907 betreffend die Gesichtspunkte für Beschaffung eines brauchbaren, hygienisch einwandfreien Wassers — Ministerialblatt für Medizinal- und medizinische Unterrichts-Angelegenheiten VII. Nr. 11. S. 158 ff. 1907 — heißt es in § 3 bei der Wahl des Wassers:

„Das Wasser soll möglichst farblos, klar, gleichmäßig kühl, frei von fremdartigem Geruch oder Geschmack, kurz von solcher Beschaffenheit sein, daß es gern genossen wird."

Da eine Färbung in einem ursprünglich farblosen Wasser auch nachträglich durch bestimmte Veränderungen wie beispielsweise Ausscheiden von Eisenhydroxyd erfolgen kann, so empfiehlt es sich, zur Erlangung einwandfreier Resultate die Farbe möglichst sogleich nach der Entnahme festzustellen. Läßt sich eine Färbung des Wassers nicht ohne weiteres schon in dem Schöpfgefäße erkennen, so prüft man am einfachsten auf die Weise, daß man einen farblosen Glaszylinder von 20 bis 25 mm l. W., nicht unter 40 cm Länge und plattem Boden mit dem zu prüfenden Wasser anfüllt. Zur Fernhaltung der seitlich einfallenden, störenden Lichtstrahlen ist ein Überzug von schwarzem Papier, Lack oder Metallhülse etc. erforderlich. Die Beobachtung der Wassersäule geschieht am besten von oben her über einer dem freien Tageslichte ausgesetzten weißen Unterlage (Porzellanplatte). Zum Vergleiche kann man sich eines gleichgroßen mit destilliertem Wasser gefüllten Zylinders bedienen. In den meisten Fällen wird man hierbei eine Färbung des Wassers beobachten können.

Wasser, das durch suspendierte Stoffe wie Sand-, Ton- und Lehmpartikelchen etc. gefärbt erscheint, muß vorher filtriert werden. Man beobachtet diese Erscheinung häufig bei neuen Bohrbrunnen. Das Filtrat ist dann meist farblos.

Digitized by Google

Will man diese Methode in eine quantitative umgestalten, d. h. die beobachtete Färbung eines Wassers für etwa später auszuführende Vergleichszwecke festlegen, so verfährt man nach den Angaben von Ohlmüller[1]), indem man eine Karamellösung von bestimmtem Gehalte als Vergleichslösung benutzt.

Bereitung der Karamellösung. 1 g chemisch reiner Rohrzucker wird in 50 ccm destillierten Wassers gelöst, hierzu 1 ccm verdünnter Schwefelsäure (1 + 2) getan und das Gemisch genau 10 Minuten lang im schwachen Sieden erhalten; darauf wird 1 ccm 33prozentiger Natronlauge hinzugefügt und wiederum 10 Minuten lang gelinde kochen gelassen. Nach dem Erkalten wird die Flüssigkeit auf 1 l gebracht. Von dieser Lösung entspricht alsdann jedes Kubikzentimeter 1 mg Karamel. Die Lösung ist gut verschlossen und vor Licht geschützt aufbewahrt haltbar.

Ausführung der Bestimmung. Das eventuell filtrierte Wasser bringt man in den oben beschriebenen Zylinder bis zu einer Höhe von 40 cm. In dem zweiten gleichgroßen Zylinder wird zu dem destillierten Wasser solange — ebenfalls in 40 cm Höhe — vorsichtig von der Karamellösung kubikzentimeterweise zugesetzt, bis beide Farbentöne gleich oder fast gleich sind. Die angewandte Menge Farblösung wird notiert. Sie gibt den Grad der Färbung des betreffenden Wassers an.

In Amerika[2]) bedient man sich zur Farbbestimmung der Wässer einer Vergleichslösung, die durch Mischung einer Kaliumplatinchloridlösung mit Kobaltchloridlösung hergestellt wird. Die Vergleichslösung, welche die Farbe 500 hat, wird dadurch erhalten, daß

[1]) W. Ohlmüller, Die Untersuchung des Wassers. 1896. 2. Aufl. S. 16.

[2]) Vergl. Field Assay of Water by Marshal O. Leigton. Washington 1905. S. 41 ff. Ferner: Report of Committee on Standard Methods of Water Analysis to the American Public Health Association (Chicago 1905). Ferner Gärtner, Journal f. Gasbeleuchtung u. Wasserversorgung. Bd. 49. 464 ff. 1906.

Digitized by Google

man 1,246 g Kaliumplatinchlorid = 0,5 g Pt. und 1 g Kobaltchlorid krist. = 0,25 g Co in 100 ccm Salzsäure (d : 1,19) löst und mit destilliertem Wasser zu 1 l auffüllt. Durch Verdünnen dieser Lösung werden Vergleichslösungen hergestellt, deren Farbe mit 5 — 10 — 15 — 20 — 25 — 30 — 35 — 40 — 50 — 60 — 70 bezeichnet wird. Die Zahlen entsprechen Milligramm Platin pro Liter.

An Ort und Stelle der Wasserentnahme verwendet man statt der Lösungen Kobalt-Kaliumplatinchloridglasplatten, die entsprechend gefärbt sind und am Ende von Metallröhren als Verschluß angebracht werden können.

Für die Bestimmung der Farbe von Oberflächenwässern versenkt man gleichfalls, wie bei der Bestimmung der Klarheit angegeben, eine weiße Scheibe. Dabei wird es im allgemeinen genügen, wenn diese einige dm bis einige m tief unter die Wasseroberfläche versenkt wird. Die hierbei eintretende fast immer bedeutende Farbenveränderung der weißen Scheibe gibt eine für die Praxis ausreichende Bestimmung der Farbe des Wassers. Eine genaue Präzisierung des Farbentons ist nur erreichbar durch Vergleichung mit bestimmt getönten Flüssigkeiten oder Glasscheiben [1]).

Mit Hilfe des von J. König-Münster neuerdings konstruierten Diaphanometers läßt sich auch die Farbe der Wässer leicht und genau feststellen. Der Apparat kann als Kolorimeter für Farbstofflösungen verschiedenster Art benutzt werden [2]).

---

[1]) F. A. Forel, Le Léman, Monographie limnologique. Tome second. p. 464 et 469. Lausanne 1895. Ferner C. B. Klunzinger, Über die physikalischen, chemischen und biologischen Ursachen der Farben unserer Gewässer. Stuttgart 1901.

[2]) J. König, Die Untersuchung landwirtschaftlich und gewerblich wichtiger Stoffe. 3. Aufl. Berlin 1906. S. 860 ff.

Digitized by Google

Organische Substanzen.

Die Bestimmung der organischen Stoffe eines Wassers führt man fast durchweg durch Kochen einer bestimmten Wassermenge mit einer Kaliumpermanganatlösung von genau bekanntem Gehalt aus (Oxydierbarkeitsbestimmung). Der Verbrauch eines Wassers an Kaliumpermanganat ist ein Maßstab für die Menge der oxydierbaren Substanzen. Man drückt die Menge der organischen Stoffe in einem Wasser am besten durch Angabe der verbrauchten Milligramm Kaliumpermanganat pro 1 l aus. Üblich ist auch der Sauerstoffverbrauch in Milligramm. Die Angabe als organische Substanzen, wie dies mitunter noch geschieht, ist wissenschaftlich nicht richtig, da die organischen Stoffe sehr abweichende Werte bei der Oxydation mit Kaliumpermanganat liefern. Es werden durch gleiche Mengen verschiedener organischer Substanzen unter denselben Bedingungen ganz wechselnde Mengen von Kaliumpermanganat reduziert[1]). Aus dem Ausfall der Kaliumpermanganatprobe lassen sich nur bedingt allgemeine Schlüsse auf die Menge der in einem Wasser vorhandenen organischen Substanzen ziehen. Nach Tiemann-Gärtners Handbuch der Untersuchung und Beurteilung der Wässer, 4. Aufl., Braunschweig 1895, läßt die Kaliumpermanganatmethode nur einen allgemeinen Rückschluß zu, da gleiche Gewichtsmengen verschiedener organischer bezw. stickstoffhaltiger organischer Stoffe wechselnde Mengen von Kohlenstoff bezw. Kohlenstoff und Stickstoff enthalten. Dennoch ist diese Bestimmung bei der Wasseruntersuchung und Beurteilung von gewisser Bedeutung. Um vergleichbare Werte zu er-

---

[1]) Beispielsweise sind zur Oxydation von 1 g Fett und 1 g Zucker ganz verschiedene Mengen von Kaliumpermanganat erforderlich.

Digitized by Google

halten, hat man nach J. König[1]) folgende Vereinbarung getroffen: 40 ccm $\frac{1}{100}$ Normal-Kaliumpermanganatlösung = 12 mg Kaliumpermanganat- = 3 mg Sauerstoff = 63 mg organische Stoffe. Zu berücksichtigen ist, daß Kaliumpermanganat auch auf anorganische Verbindungen einwirkt. Bei Wasser kommt für gewöhnlich Eisenoxydul, salpetrige Säure und Schwefelwasserstoff in Betracht:

1 Teil	FeO	verbraucht zur	Oxydation	0,44	Teile	$KMnO_4$
1 „	N_2O_3	„	„	„	1,66	„	„
1 „	H_2S	„	„	„	1,86	„	„

Für die Praxis ist jedoch meist eine Korrektur nicht nötig, da die hierdurch bedingten geringen Mengen Mehr-Kaliumpermanganat-Verbrauch für die Beurteilung nur selten von größerer Bedeutung sind.

Reine Trinkwässer haben für gewöhnlich einen Kaliumpermanganatverbrauch unter 12 mg $KMnO_4$ pro 1 l. Es gibt jedoch viele Trinkwässer, die hygienisch ganz einwandfrei sind und einen oft nicht unwesentlich höheren Kaliumpermanganatverbrauch aufweisen, z. B. die der Grundwasserversorgung der Stadt Berlin. Verunreinigtes Wasser hat fast immer einen höheren Kaliumpermanganatverbrauch. Man darf aber umgekehrt nicht jedes Wasser mit viel organischen Stoffen ohne weiteres als verunreinigt ansehen, wie dies noch leider manchmal geschieht. Die meisten Wässer aus moorigem Untergrunde etc. haben einen höheren Gehalt an organischen Substanzen, der nur selten eine sanitäre Bedeutung erlangt (Humussubstanzen). Letztere stellen schwer völlig zu oxy-

---

[1]) Die Verunreinigung der Gewässer, deren schädliche Folgen, sowie die Reinigung von Trink- und Schmutzwasser. 2. Aufl. Berlin 1899. Bd. I. S. 54.

Digitized by Google

dierende Verbindungen vor. Nach E. Wollny[1]) enthalten die Humusstoffe dieselben Bestandteile, wie die Pflanzen- und Tierreste, aus denen sie entstanden sind, aber in einem teilweise anderen Mengenverhältnis, je nach dem Grade und den äußeren Faktoren der Zersetzung. Indem der Humus fortwährend Umwandlungen unterliegt, bildet er eine Substanz, die keine bestimmte chemische Zusammensetzung hat und auch kein Gemisch von bestimmten chemischen Verbindungen darstellt, sondern aus einem Komplex veränderlicher und noch unzulänglich definierter Zersetzungsprodukte besteht. Alle Bemühungen, die darauf gerichtet waren, aus dem Humus Verbindungen von konstanter Zusammensetzung zu isolieren, müssen als mehr oder weniger verfehlt angesehen werden. Die aus dem Humus isolierten Bestandteile wie Ulmin, Ulminsäure, Humin, Huminsäure, Quellsäure, Quellsatzsäure etc. etc. haben fast ausschließlich wissenschaftliches Interesse.

Sind Verunreinigungen des Grundwassers durch tierische und pflanzliche Stoffwechsel- bezw. Umsetzungsprodukte ausgeschlossen, so zeigt der Kaliumpermanganatverbrauch in der Mehrzahl der Fälle sogenannte Humusstoffe an.

Bestimmte Reaktionen auf Humusstoffe[2]) sind, wie auch nach vorstehendem anzunehmen ist, nicht bekannt, dürften auch wohl kaum bei der sehr heterogenen Zusammensetzung dieser Substanzen gefunden werden. Als allgemeine Merkmale können angesehen werden, je nach dem Gehalt der Wässer an Huminstoffen:

Farbe: gelblich bis gelbbraun,

Geruch: schwach bis stark dumpfig-moorig,

[1]) Die Zersetzung der organischen Stoffe und die Humusbildungen. Heidelberg 1897. S. 214 ff.

[2]) Klut, Nachweis von Humussubstanzen im Wasser, Pharm. Zeitg. 1906. Nr. 51. S. 777 u. 778.

Digitized by Google

Geschmack: eigenartig, fade,
Reaktion: vielfach schwach bis deutlich sauer gegen Lackmus.

„In gesundheitlicher Hinsicht sind Huminstoffe[1]) im Wasser belanglos, stellen aber einen Schönheits-, zuweilen auch einen Geschmacksfehler dar, der durch Filtration des Wassers wohl gebessert, aber nicht immer beseitigt werden kann." Nach Tiemann-Gärtners Handbuch sind die Humussubstanzen nicht giftig; selbst Wässer, die relativ größere Mengen davon enthalten, wirken, auch wenn sie andauernd genossen werden, nicht gesundheitsschädlich. Wässer mit größerem Gehalt an Huminstoffen beeinträchtigen das gute Aussehen und den Geschmack und sind daher, wenn angängig, als Genuß- und Gebrauchswasser zu vermeiden.

Für technische Betriebe, wie Bleichereien, Färbereien, Papierfabrikation etc. ist gelbes Wasser störend. Zu Kesselspeisezwecken sind Torf- und Moorwässer[2]) mit viel Humussubstanzen nicht geeignet, da sie die Kessel stark angreifen.

Zur Entfärbung solcher Wässer werden häufig mit Erfolg Chemikalien, wie Aluminiumsulfat, Eisenverbindungen etc. verwendet. Vergl. die nachstehende Literatur:

I. J. König, Verunreinigung der Gewässer, deren schädliche Folgen sowie die Reinigung von Trink- und Schmutzwasser. 2. Aufl. Berlin 1899.

II. O. Kröhnke, Die Reinigung des Wassers. Stuttgart 1900 und

---

[1]) Gemeinsamer Erlaß der Minister der geistl., Unterrichts- u. Medizinalangelegenheiten u. des Innern v. 23. April 1907, betreffend die Gesichtspunkte f. Beschaffung eines brauchbaren, hygienisch einwandfreien Wassers, zu Nr. 7, Erläuterungen. Ministerialblatt f. Medizinal- u. medizin. Unterrichts-Angelegenh. 1907. Nr. 11. S. 169.

[2]) Zeitschr. d. Ver. Deutsch. Ing. 1896. S. 609.

Digitized by Google

III. H. Bitter und E. Gotschlich, Über Anwendung chemischer Fällungsmittel bei der Sandfiltration, mit besonderer Berücksichtigung der amerikanischen Schnellfilter. Zeitschr. f. Hygiene u. Infektionskrankheiten. Bd. 59. Flügge-Band. 1908.

Die Oxydierbarkeitsbestimmung eines Wassers mittelst Kaliumpermanganat ist am Orte der Entnahme infolge des Kochens der Probe etc. mehr oder weniger unbequem und zeitraubend. Nach meinen Untersuchungen kann diese Bestimmung bei Trinkwässern sowie bei nicht durch organische Stoffe allzu stark verunreinigte Oberflächenwässer später im Laboratorium noch gut ausgeführt werden. Die erhaltenen Differenzen sind fast stets in praxi ohne Belang, sofern dafür Sorge getragen wird, daß die betreffenden Wasserproben in möglichst gefüllten und gut verschlossenen, reinen Flaschen der betreffenden Untersuchungsstelle unverzüglich zugesandt werden. Daß die Proben auf dem Transport kühl aufzubewahren sind, darf wohl als selbstverständlich angesehen werden.

Das von Dupasquier[1]) empfohlene Reagens (wässerige Goldchlorid-Lösung) zum Nachweis von organischen Stoffen im Wasser hat sich nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen bei Wasser im allgemeinen nicht bewährt.

Wässer mit einem höheren Gehalt an organischen Stoffen kann man oft schon daran leicht erkennen, daß die frisch geschöpfte Probe — etwa 1 l Wasser — schwach bis deutlich gelblich gefärbt aussieht. Sehr häufig kann man beobachten, daß Wässer mit einem Verbrauch von 14 mg $KMnO_4$ pro 1 l aufwärts, in dem bei dem Artikel: Farbe angegebenen Glaszylinder — frisch geschöpft — schwach gelblich bis gelb, je nach dem $KMnO_4$-Verbrauch, erscheinen. Somit kann man am Orte der Entnahme aus der Intensität der

[1]) Hager, Pharm. Prax. Ergänz.-Bd. 1883. S. 102.

Digitized by Google

Färbung vielfach ungefähr auf den Gehalt eines Wassers an organischen Stoffen schließen.

Bestimmung des Geruchs.

Zu den Anforderungen, die man an die hygienische Trinkwasseruntersuchung zu stellen hat, gehört auch die Geruchsbestimmung. Von einem zu Genußzwecken dienenden Wasser verlangt man mit Recht, daß es geruchlos oder so gut wie geruchlos ist; insbesondere ist das Fehlen jedes Fäulnisgeruches ohne weiteres Bedingung. Fremdartiger Geruch macht ein Wasser widerlich und zum Genuß ungeeignet. Bei Ziehbrunnen und alten Kesselbrunnen wird das Wasser nicht selten durch morsches Holz der Abdeckung, Wandbekleidung oder des Pumpenkolbens etc. nachteilig beeinflußt. In nicht gefaßten oder mangelhaft gefaßten Quellen, in offenen oder schlecht abgedeckten Schachtbrunnen kann durch Absterben der von außen in das Wasser gelangten und dort weiter entwickelten Flora und Fauna häufig ein dumpfiger, muffiger Geruch wahrgenommen werden. Auch durch Auslaugungsprodukte des umgebenden Erdreiches kann Wasser riechende Stoffe aufnehmen. Bei Oberflächenwässern wie Bächen, Flüssen, Seen usw. kann unangenehmer Geruch auf Verunreinigung durch menschliche Abfallstoffe, in Zersetzung befindliche Pflanzen und Tierreste, Teerprodukte, Petroleum[1]), Chlor, Moder usw. hinweisen. Grundwässer mit relativ viel organischen Stoffen — namentlich mit Huminsubstanzen — lassen häufig einen typischen moorigen Geruch erkennen. Stark eisenhaltige Wässer verraten sich ebenfalls durch den Geruch. In Wässern aus tiefen Bodenschichten beobachtet man neben hohem Eisengehalt sehr oft auch Schwefelwasserstoff, der, wie wir später noch zeigen werden (vergl. Ammoniaknachweis), durch Umsetzung von Schwefeleisen und Kohlensäure entstehen

[1]) K. B. Lehmann, Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. 1901. S. 257 ff.

Digitized by Google

kann. Bei Berührung eines solchen Wassers mit Luft verschwindet er in der Regel sehr schnell, da diese Verbindung sich bei Sauerstoffzutritt leicht in elementaren Schwefel und Wasser verwandelt: $H_2S + O = S + H_2O$. Der Geruch nach diesem Gase ist für Enteisenungsanlagen im allgemeinen charakteristisch. Bei Flachbrunnen bemerkt man bisweilen einen deutlichen Geruch des Wassers nach Leuchtgas, der darauf zurückzuführen ist, daß die in der Nähe befindlichen Gasröhren nicht ganz dicht sind. Der chemische Nachweis dieser Verunreinigung ist sehr schwer zu erbringen, wie überhaupt flüchtige Stoffe im Wasser, abgesehen von der Geruchsprüfung, vielfach chemisch nicht leicht festzustellen sind.

Zur Ermittelung, ob ein Wasser riechende Bestandteile aufweist, prüfe man den Geruch zuerst an der frisch geschöpften — im Winter bei Zimmertemperatur, darauf an der auf 40 bis 50° erwärmten — Probe; bei der letzteren Temperatur läßt sich das Glasgefäß gerade noch mit der Hand halten. Man verwende nicht zu geringe Mengen von dem in Frage stehenden Wasser. Tiemann-Gärtner[1]) empfehlen, nicht unter 200 ccm zu nehmen. Als Gefäße eignen sich hierzu Glaskolben oder Flaschen mit weitem Halse am besten, die aber höchstens bis zur Hälfte angefüllt sein dürfen. Am deutlichsten ist ein etwaiger Geruch des Wassers in der Wärme beim Umschütteln zu bemerken. Überhaupt ist bei erhöhter Temperatur diese Prüfung des Wassers ganz erheblich schärfer als in der Kälte. Um in schwefelwasserstoffhaltigen Wässern[2]) gleichzeitig noch vielleicht vorhandene andere Gerüche erkennen zu können, muß man den H_2S durch Hinzufügen einiger

[1]) Tiemann-Gärtners Handbuch der Untersuchung und Beurteilung der Wässer. 4. Aufl. 1895. S. 45.

[2]) Über Schwefelwasserstoff-Bildung in Wässern auf biologischem Wege vergl. am besten W. Omelianski in F. Lafars, Handbuch der technischen Mykologie. Bd. 3. S. 214—244. Jena 1904—1906.

Digitized by Google

Kriställchen Kupfersulfat zu dem betreffenden Wasser entfernen, wobei Bildung von geruchlosem Schwefelkupfer — CuS — vor sich geht. Bei empfindlichem Geruchssinn können manche Personen noch $^1/_{5000}$ mg H_2S riechen, aber die Schärfe des Geruchs schwankt bei verschiedenen Personen in weiten Grenzen. Wir besitzen in dieser Prüfung ein wichtiges Hilfsmittel für die Beurteilung eines Wassers.

Bei Ermittelung des Geruches beachte man ferner, daß derselbe unter Umständen auf die in dem Wasser befindlichen Organismen[1]) zurückgeführt werden kann; so kann z. B. Asterionella zu einem fischigen Geruche Veranlassung geben. Die Geruchsprüfung gibt in solchen Fällen wertvolle Fingerzeige für die mikroskopische Untersuchung.

Will man Schwefelwasserstoff chemisch nachweisen, so genügt für die Praxis gewöhnlich folgendes Verfahren:

Etwa 100 ccm des betreffenden Wassers werden in einem Glaskolben erwärmt, und ein angefeuchteter Bleiazetatpapierstreifen wird über die Mündung des Kölbchens gehalten. Eine Braun- bezw. Schwarzfärbung des Streifens zeigt die Gegenwart von freiem Schwefelwasserstoff an[2]). Noch empfindlicher gestaltet sich der Nachweis durch Hinzufügen einer alkalischen Bleisalzlösung zu dem in Frage kommenden Wasser. In diesem Falle muß aber die Ausscheidung von Kalzium- und Magnesiumverbindungen verhindert, bezw. müssen diese Substanzen aus dem Wasser vorher entfernt werden. Vergl. Lunge, Chem.-techn. Untersuchungsmethoden. 5. Aufl. Bd. I. Berlin 1904. S. 822 und Tiemann-Gärtner. L. c. S. 49.

---

[1]) Vergl. auch R. Kolkwitz und F. Ehrlich, Chem.-biolog. Untersuchungen der Elbe u. Saale. Mittl. d. Kgl. Prüfungsanst. f. Wasserv. etc. Heft 9. 1907. S. 22. 51 u. 107.

[2]) Bildung von Schwefelblei — PbS.

Digitized by Google

Geschmack.

Daß ein zu Genußzwecken dienendes Wasser frei von jedem unangenehmen Beigeschmack[1]) sein muß, darf wohl als selbstverständlich vorausgesetzt werden. Was man im Einzelfalle unter einem nicht angenehmen Geschmacke eines Trinkwassers versteht, ist häufig schwer zu sagen; denn hier gehen die Ansichten weit auseinander. Bekanntlich wird ja die Feinheit des menschlichen Geschmacksinnes durch verschiedene Momente, wie Trockenheit der Zunge, kalte und höhere Wärmegrade usw., nicht unwesentlich beeinflußt. Man wird bei der Entscheidung der Frage, ob ein Wasser als wohlschmeckend anzusehen ist oder nicht, in erster Linie das Urteil Ortsangehöriger berücksichtigen müssen, da die Geschmacksempfindung im allgemeinen auch durch die Gewohnheit beeinträchtigt wird.

Die Geschmacksprüfung ist am besten bei einer Wassertemperatur von 10 bis 12° vorzunehmen. Soll auf die Geschmacksprüfung eines Wassers ein besonderes Gewicht gelegt werden, so erwärme man es auch noch auf 30 bis 35°. Hierdurch tritt der Geschmack wesentlich schärfer hervor. Liegt auch nur die Möglichkeit der Verseuchung eines Wassers vor, so ist natürlich von der Geschmacksprobe abzusehen.

Einen günstigen Einfluß auf den Geschmack eines Wassers übt ein größerer Gehalt an gelöster Kohlensäure aus; sie macht das Wasser erfrischend[2]).

Ein unangenehmer Geschmack des Wassers wird hervorgerufen z. B. durch Leuchtgas, Fäulnisprodukte — von Pflanzen und Tieren herrührend — Moder usw. Ein hoher Salzgehalt, besonders von Magnesiasalzen, bedingt einen bitteren, Chlornatrium einen salzigen Ge-

1) Vergl. den Erlaß v. 23. April 1907, betreffend die Gesichtspunkte für Beschaffung eines brauchbaren, hygienisch einwandfreien Wassers, Ministerialblatt f. Medizinal- u. medizinische Unterrichtsangelegenheiten VII. 1907. Nr. 11. S. 158 ff.

2) Bizzozero, Wien. med. Presse 1897. Nr. 34.

Digitized by Google

schmack. Die sich hierüber in der Literatur[1]) findenden Angaben sind jedoch schwer untereinander zu vergleichen. Während Rubner schon 28 mg Magnesiumchlorid in 1 l Wasser schmeckt, genügen für Landolt noch 1600 mg dieses Salzes nicht, um es zu schmecken[2]). Es ist eben das Schmecken von Salzen etwas sehr Individuelles. Bei diesbezüglichen Versuchen im Laboratorium hierüber ist die übrige chemische Zusammensetzung des zu verwendenden Wassers ohne Zweifel von großer Bedeutung. Ich konnte beispielsweise 0,6 g Kochsalz, in 1 l destillierten Wassers gelöst, ohne weiteres als salzartig herausschmecken, während ich die gleiche Menge in Berliner Leitungswasser gelöst mit Bestimmtheit nicht feststellen konnte. Rubner[3]) hat für einige Salze Grenzzahlen angegeben, über die hinaus ein Wasser salzig schmecken würde.

Nach ihm leidet der Geschmack eines Wassers stark, wenn es enthält im Liter:

Kochsalz	300— 400 mg
Gips	500— 600 „
Magnesiumsulfat . .	500—1000 „
Chlormagnesium . .	60— 100 „
Mischung dieser Salze	300— 400 „

Sehr schwer ist nach meiner Wahrnehmung die Härte eines Wassers auf diese Weise zu schätzen. Wiederholt habe ich gefunden, daß harte, sogar sehr harte Wässer — über 70 Deutsche Härtegrade — als weich

---

1) Breit, Dissertation Würzburg 1894, und C. Th. Becker und R. O. Herzog, Zur Kenntnis des Geschmackes. Hoppe-Seylers Zeitschr. f. physiol. Chem. 1907. Bd. 52. Heft 5 u. 6.

2) Ferdinand Fischer, Das Wasser. 3. Aufl. 1902. S. 23 bis 27. Ferner Klostermann, Hygienische Rundschau 1908. Nr. 10. S. 588.

3) Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 7. Aufl. 1903. S. 328. 334. 357. Ferner Rubner, Die hygienische Beurteilung der anorganischen Bestandteile des Trink- u. Nutzwassers. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Med. u. öffentl. Sanitätswesen. 3. Folge. XXIV. Suppl.-Heft. Und auch Erwin von Esmarch, Hygienisches Taschenbuch. 3. Aufl. 1902. S. 15 u. 17.

Digitized by Google

angesprochen wurden und umgekehrt. K. B. Lehmann[1]) hat übrigens die gleichen Beobachtungen gemacht und darüber interessante Untersuchungen angestellt. Nach C. Flügge, Grundriß der Hygiene. 6. Aufl. Leipzig 1908. Seite 134, ist zu weiches Wasser insofern nur nicht angenehm, als es etwas faden Geschmack haben kann.

Nachweis von salpetriger Säure.

Salpetrige Säure ist fast immer ein Indikator für Verunreinigungen. An sich sind Nitrite, selbst in den Mengen, in welchen sie bei stark verunreinigten Wässern angetroffen werden, nicht gesundheitsschädlich. Sie sind lediglich als Anzeichen einer ungünstigen Beeinflussung des Wassers durch menschliche oder tierische Abfallstoffe anzusehen und haben daher nur einen diagnostischen Wert.

Salpetrige Säure entsteht im Wasser im allgemeinen durch die Tätigkeit von Mikroorganismen[2]) und zwar entweder durch partielle Reduktion von Nitraten oder durch Oxydation von Ammoniakverbindungen.

Allerdings wird mitunter auch in stark eisenhaltigen Grundwässern aus hygienisch und technisch einwandfrei angelegten Tiefbrunnen salpetrige Säure spurenweise gefunden[3]). Dieses Vorkommen läßt sich aber nach meiner Auffassung durch unvollständige Reduktion der Nitrate auf rein anorganischem Wege erklären. (Vergl. die betreffenden Ausführungen beim Ammoniaknachweis.) Natürlich ist ein solches Wasser vom gesundheitlichen Standpunkte aus deshalb noch nicht zu

---

[1]) K. B. Lehmann, Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. 1901. S. 196, 237, 241 u. 265.

[2]) C. Günther, Einführung in das Studium der Bakteriologie. 6. Aufl. 1906. S. 82 ff. u. 827 ff.

[3]) Vergl. auch Proskauer, Zeitschr. f. Hygiene. Bd. 9. S. 148 und ferner: The sanitary value of a water analysis by Leonard P. Kinnicutt, Science, N. S. Vol. XXIII. No. 576. pages 56–66. 1906.

Digitized by Google

beanstanden. Bei hygienisch einwandfreien Grundwässern habe ich zuweilen Spuren von salpetriger Säure gefunden, wenn die Wasserproben gleich hinter der Enteisenungsanlage genommen wurden, während aus den Zapfstellen des Leitungsnetzes fast nie salpetrige Säure mehr nachweisbar war. Die in Frage kommenden Rohwässer waren stets etwas ammoniakhaltig. Selbst gleich nach Passieren der Enteisenungsanlage war Ammoniak im Wasser nicht mehr vorhanden. Die salpetrige Säure ist in diesen Fällen durch partielle Oxydation aus dem Ammoniak entstanden und alsdann sanitär ebenfalls bedeutungslos. In den übrigen Fällen wird man jedoch das Auftreten von salpetriger Säure im Wasser, wie oben erwähnt, auf biologische Vorgänge zurückführen müssen; und man wird, da die Nitrite im Wasser sich in einem sehr labilen Zustande befinden, die Prüfung auf salpetrige Säure sofort an Ort und Stelle auszuführen haben.

Zum Nachweis der salpetrigen Säure im Wasser besitzen wir nun eine ganze Reihe von teilweise äußerst scharfen Reagenzien wie z. B. 1. F. Grieß [1]), α-Naphtylamin-Sulfanilsäurelösung [2]); 2. E. Riegler [3]), β-Naphtolreagens; 3. H. Erdmann [4]), p-Amidobenzoesäureester usw. Sie sind aber an Ort und Stelle mehr oder weniger umständlich anzuwenden und können auch vor allen Dingen infolge ihrer teilweise zu großen Empfindlichkeit unter Umständen in nicht ganz sachverständiger Hand leicht zu Fehlschlüssen Veranlassung geben. Schon der Nitritgehalt der atmosphärischen Luft kann störend

[1]) Ber. d. Deutsch. chem. Ges. Bd. 12. 427 und A. Classen, Ausgew. Methoden der analyt. Chemie. Bd. 2. S. 95. 1903.

[2]) G. Lunge, Zeitschr. f. angew. Chemie 1906. S. 283 u. 1894. S. 348.

[3]) Zeitschr. f. analyt. Chemie 1896. S. 677 u. 1897. S. 377. Ferner: Vereinbarungen z. einheitl. Unters. u. Beurteilg. v. Nahrungs- u. Genußmitteln etc. 1899. Heft 2. S. 155.

[4]) Hauptversammlung d. Vereins deutsch. Chemiker in Hannover. Pfingsten 1900 u. Erdmann, Lehrbuch d. anorg. Chemie. 4. Aufl. 1906. S. 191.

Digitized by Google

wirken. Diese empfindlichen Methoden wenden wir deshalb in der Prüfungsanstalt auch nur selten an. Wenn man berücksichtigt, welche Bedeutung die Gegenwart von salpetriger Säure in einem Trinkwasser häufig hat, so ist es erklärlich, daß nur zuverlässige und nicht allzuempfindliche Reagenzien für die Wasseruntersuchung am Platze sind. Ich glaube, daß salpetrige Säure (N_2O_3) unter 0,02 mg in 1 l Wasser für die hygienische Bewertung eines Trinkwassers wohl stets belanglos ist.

Nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen kommen zum Nachweise der salpetrigen Säure in erster Linie an Ort und Stelle die nachstehenden Methoden in Betracht:

I. Nachweis mit Metaphenylendiamin [1]).

$$C_6H_4<\begin{matrix}NH_2\\NH_2\end{matrix}$$

Bereitung der Lösung. 1 g chemisch reines bei 63° C schmelzendes Metaphenylendiamin wird zu ca. 150 ccm destillierten Wassers gefügt. Das Gemisch wird mit 3 ccm konzentrierter Schwefelsäure versetzt und die durch Umschütteln erhaltene Lösung bei Zimmertemperatur auf 200 ccm gebracht. Die farblose Flüssigkeit ist vor Licht und Luftzutritt möglichst geschützt aufzubewahren. Braune Tropfgläser sind hierfür sehr geeignet. Selbst bei dieser Art der Aufbewahrung ist das Reagens nicht besonders haltbar. Es bräunt sich leicht. Zur Anwendung darf aber nur die farblose Lösung gelangen. Falls sie nicht diesen Anforderungen entspricht, muß sie vorher erst mit ausgeglühter Tierkohle zur Entfärbung einige Zeit erwärmt werden.

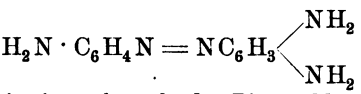
Zur Prüfung auf salpetrige Säure wird ein Reagensglas mit dem betreffenden Wasser bis zu $^3/_4$ seines Inhalts gefüllt. Zum Freimachen der etwa vorhandenen salpetrigen Säure werden 3 bis 5 Tropfen konzentrierter

[1]) P. Grieß, Ber. d. Deutsch. chem. Ges. Bd. 11. 624. 1878.

Digitized by Google

Schwefelsäure und darauf 5 bis 10 Tropfen von dieser Diaminlösung hinzugefügt. Ist salpetrige Säure zugegen, so färbt sich das Gemisch je nach ihrer Menge goldgelb, braun bis rötlich. Ist nur sehr wenig Nitrit im Wasser zugegen, so tritt eine Gelbfärbung der Flüssigkeit erst innerhalb 5 Minuten ein. Die chemischen Vorgänge spielen sich hierbei im Sinne folgender Gleichung ab:

$$2\,C_6H_4(NH_2)_2 + HNO_2 = 2\,H_2O +$$



Triaminoazobenzol oder Bismarckbraun

Selbst geringe Mengen von salpetriger Säure lassen sich mit diesem Reagens erkennen. Ich konnte in destilliertem Wasser hiermit noch 0,05 mg N_2O_3 in 1 l bequem nachweisen.

Bei an sich gelblich gefärbten Grundwässern, z. B. aus Moorboden, und den meisten Oberflächenwässern sind Spuren dieser Säure häufig schlecht erkennbar. Man hilft sich in solchen Fällen am einfachsten dadurch, daß man ein zweites Probierglas mit dem fraglichen Wasser bis zur gleichen Höhe füllt und dasselbe gleichzeitig mitbehandelte Wasser zur Feststellung eines etwaigen Farbenunterschiedes gegen eine weiße Unterlage hält. Stark eisenhaltige Wässer beeinflussen die Reaktion ebenfalls etwas.

Mit Rücksicht auf die schlechte Haltbarkeit der Lösung (Braunfärbung) habe ich versucht, einige Kriställchen von Phenylen - Diamin - Sulfat (meta) in einem kleinen Porzellanschälchen mit dem angesäuerten Wasser in Lösung zu bringen. Jedoch lassen sich bei der geringen Wassermenge Spuren von salpetriger Säure, wie sie vielfach nur vorkommen, nicht mehr recht erkennen.

Digitized by Google

II. Nachweis mit Jodzinkstärkelösung [1]).

Bereitung der Lösung. 4 g Weizenstärke, 20 g Zinkchlorid und 100 ccm destillierten Wassers werden unter Ersatz des verdampfenden Wassers so lange gelinde gekocht, bis die Stärke beinahe völlig sich gelöst hat. Der erkalteten Flüssigkeit werden 2,5 g chemisch reines, trockenes Jodzink zugefügt und das Gemisch mit destilliertem Wasser zu 1 l verdünnt. Die fertige Lösung wird an einem dunklen Ort von dem etwa abgeschiedenen Bodensatze filtriert. Sie stellt eine farblose, schwach opalisierende Flüssigkeit dar. Wird sie in braunen Glasgefäßen mit dichtschließenden Glasstopfen aufbewahrt, so ist das Reagens nach meinen Erfahrungen sehr lange haltbar. Immerhin empfiehlt es sich, die Lösung auf ihre Brauchbarkeit öfters zu prüfen. Mit nitritfreiem Wasser [2]) darf sich dieses Reagens nach Zusatz einiger Tropfen konzentrierter Schwefelsäure innerhalb 15 Minuten nicht bläuen.

Zur Prüfung auf salpetrige Säure wird ein Reagenzglas bis zu $^3/_4$ seines Inhaltes mit dem Wasser angefüllt. Zum Freiwerden etwaiger salpetriger Säure aus ihren Salzen werden ebenfalls 3 bis 5 Tropfen konzentrierter Schwefelsäure hinzugefügt und darauf 10 bis 12 Tropfen Jodzinkstärkelösung. Ist salpetrige Säure zugegen, so tritt Blaufärbung des Gemisches und zwar innerhalb 5 Minuten ein.

Die Reaktion beruht darauf, daß salpetrige Säure unter Reduktion zu Stickoxyd aus dem Zinkjodid Jod frei macht, welches die Stärke bläut:

---

[1]) Trommsdorff, Zeitschr. f. analyt. Chem. 1869. S. 358 und 1870. S. 168, ferner F. Fischer, Dinglers Polytechn. Journal 1874. Nr. 212. S. 404 ff.

[2]) Es ist daran zu erinnern, daß im Laboratorium aufbewahrtes destilliertes Wasser in den weitaus meisten Fällen Spuren von salpetriger Säure enthält.

Digitized by Google

$$\text{I. } ZnJ_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2HJ,$$
$$\text{II. } N_2O_3 + 2HJ = 2NO + H_2O + 2J.$$

Die Reaktion ist sehr schön sichtbar und äußerst scharf. Ich konnte noch 0,02 mg N_2O_3 in 1 l Wasser leicht feststellen[1]). Noch empfindlichere Methoden zum Nachweise von Nitriten im Trinkwasser anzuwenden, dürfte meines Erachtens für die Praxis nicht ratsam sein. Im allgemeinen geben wir in der Prüfungsanstalt der Jodzinkstärkelösung gegenüber dem m-Phenylendiamin den Vorzug. Sind, wie das wohl meistens der Fall sein dürfte, nur Spuren von salpetriger Säure in einem Wasser vorhanden, so ist für den weniger geübten Sachverständigen mit dem Phenylendiaminreagens dieser Nachweis in der Regel schwieriger als mit Jodzinkstärkelösung zu erbringen, ganz besonders aber, wenn das zu untersuchende Wasser an sich schon etwas gelblich gefärbt ist. Bei Ausführung dieser Untersuchung ist aber zu berücksichtigen, daß Sonnenlicht die Jodzinkstärkereaktion nachteilig beeinflußt. Es erfolgt hierdurch ebenfalls Jodabspaltung. Diffuses Tageslicht ist dagegen nach meinen Untersuchungeu ohne merklichen Einfluß. Tritt nach Zusatz dieses Reagenzes zu dem betreffenden Wasser sogleich eine tiefblaue Färbung ein, so bezeichnen wir diesen Gehalt an salpetriger Säure als starke Reaktion. Beobachtet man die Blaufärbung erst nach ca. 1 Minute, so sagen wir, salpetrige Säure im Wasser ist von deutlicher Reaktion vorhanden. Eine nach 2 bis 5 Minuten eintretende Färbung zeigt uns nur Spuren dieser Säure an. Die nach 5 Minuten etwa erfolgende Bläuung der Flüssigkeit vernachlässigt man am besten für die Praxis, da bekanntlich unter dem Einfluß von Licht und Luft allmählich aus dem Reagens durch Oxydation fast immer

[1]) H. Mennicke, Zeitschr. f. angew. Chemie 1900. S. 235 u. 711, hat ebenfalls Untersuchungen über die Empfindlichkeit der verschiedenen Nitritreagenzien angestellt. Er fand die Grenze hier bei 1 : 200 Millionen.

Digitized by Google

etwas Jod frei wird, das dann ebenfalls die Stärke bläut [1]):

$$2HJ + O = H_2O + J_2$$

Viele Handbücher über Wasser-Untersuchungen schreiben bei dieser Methode vor, daß innerhalb 15 Minuten eine Bläuung des Wassers nicht erfolgen soll. Ich habe gefunden, daß für hygienische Zwecke ein Drittel dieser Zeit schon ausreichend ist.

Nachteile dieser Methode. In einigen Fällen ist jedoch Jodzinkstärkelösung zum Nachweise von Nitriten im Wasser ohne weiteres nicht anwendbar. Wie bereits erwähnt, scheiden oxydierende Stoffe wie Ferriverbindungen, Ozon, Wasserstoffsuperoxyd etc. aus Jodiden elementares Jod aus, das Stärkelösung bläut. Dieses Reagens ist daher bei Wässern, die mit Ozon behandelt werden — Ozonwasserwerke —, zweckmäßig durch m-Phenylendiamin zu ersetzen [2]). Letzteres wird — praktisch gesprochen — durch Ozon und Wasserstoffsuperoxyd in der Verdünnung nicht oder kaum beeinflußt. Wässer, welche mit Ozon in Berührung gewesen sind, besitzen oxydierende Eigenschaften. Solche Wässer enthalten nicht etwa, wie öfters behauptet wird, Ozon gelöst — sogenanntes Ozonwasser — sondern dieses Gas bewirkt vielmehr im Wasser die Bildung von Wasserstoffsuperoxyd [3]).

Oberflächenwässer können, zumal nach atmosphärischen Niederschlägen, Gewittern etc., infolge ihres Gehaltes an Wasserstoffsuperoxyd auch auf Jodzinkstärkelösung störend einwirken — Regenwasser enthält in 1 l gewöhnlich bis zu 1 mg H_2O_2. Indessen enthält ja

[1]) Über die geringe Beständigkeit von Jodwasserstoffsäure vergl. H. Erdmann, Lehrbuch der anorg. Chemie. 4. Aufl. 1906.

[2]) Wässer, die der Einwirkung von Ozon ausgesetzt waren, dürften wohl nur selten noch salpetrige Säure enthalten. Letztere wird, falls im ursprünglichen Wasser vorhanden, hierbei zu Salpetersäure oxydiert. Höchstens bei nicht ausreichender Ozonisierung des Wassers wären Nitrite noch nachweisbar.

[3]) Erdmann, l. c. S. 102 u. 143 ff.

Digitized by Google

Meteorwasser stets auch geringe Mengen von Ammoniumnitrit. Spuren von salpetriger Säure in Oberflächenwässern haben daher in der Regel keine größere Bedeutung. Zur genauen Feststellung empfiehlt es sich in solchen Fällen, die Prüfung später im Laboratorium zu kontrollieren. Mit m-Phenylendiamin kann man häufig auch nicht viel ausrichten, wie bereits oben mitgeteilt, da die meisten Oberflächenwässer mehr oder weniger gefärbt sind. Welche anderen Methoden zum Nachweise von Nitriten hier in Frage kommen, ist Sache des betreffenden Analytikers und ist von Fall zu Fall zu entscheiden. Vielfach wird Rieglers Naphtolreagens[1]) für diese Zwecke sich gut eignen.

Einen etwas störenden Einfluß üben ferner Eisenoxydverbindungen[2]) auf Jodzinkstärkelösung aus, insofern als sie gleichfalls Jod abspalten:

$$Fe(OH)_3 + 2H_2SO_4 + ZnJ_2 = FeSO_4 + ZnSO_4 + J + HJ + 3H_2O.$$

Das Eisen wird hierbei in die Oxydulform übergeführt und geht als Ferrosulfat in Lösung. Vorstehende Reaktion geht aber bei Jodzinkstärke, wie ich vielfach beobachtete, nur sehr langsam vor sich. Meistens stören die in einem Wasser noch gelöst vorhandenen Ferriverbindungen nicht. Oft tritt die Blaufärbung der Flüssigkeit alsdann erst nach 5 Minuten ein.

Nun enthalten bekanntlich viele unserer Grundwässer, zumal die in der norddeutschen Tiefebene, Eisen zum Teil in relativ großer Menge. In den weitaus meisten Fällen ist dieses als Ferrobikarbonat im Wasser gelöst enthalten. Solche Wässer sind anfangs ganz klar, aber schon nach kurzer Zeit des Stehens bei Luftzutritt treten durch Oxydation je nach dem Eisengehalte unter allmählicher Trübung des Wassers

[1]) Vergl. auch: Ausgew. Methoden der analytischen Chemie von A. Classen. Bd. 2. S. 463. 1903.

[2]) A. Bömer, Zeitschr. f. Untersuchung d. Nahrungs- u. Genußmittel 1898. S. 401.

Digitized by Google

die typischen, flockigen, rotbraunen Ausscheidungen von Eisenhydroxyd ein, die sich durch folgende chemische Gleichung leicht erklären lassen:

$$2\,Fe(HCO_3)_2 + O + H_2O = 2\,Fe(OH)_3 + 4\,CO_2.$$

Da aber frisch geschöpfte Wasserproben das Eisen fast durchweg noch in der Oxydulverbindung gelöst enthalten, und Ferrobikarbonat ohne Einfluß auf Jodide ist, so kann auch unter diesen Verhältnissen bei derartigen Wässern Jodzinkstärkelösung trotzdem ohne Nachteil angewendet werden. Tritt dagegen nach Zusatz dieses Reagenzes zum fraglichen Wasser dennoch eine Blaufärbung ein, so kann diese unter Umständen schon durch etwa vorhandenes Ferrisalz anstatt durch salpetrige Säure bedingt sein, und infolgedessen zu Trugschlüssen Veranlassung geben. In solchen Fällen ist es dann stets erforderlich, im Laboratorium später die Prüfung hierauf nach Fällung der störenden Eisenverbindungen durch Natriumhydroxyd etc. zu wiederholen.

Zum Nachweise von salpetriger Säure in stark gefärbten oder trüben Wässern[1]) empfiehlt es sich, die störenden Bestandteile durch Aluminiumsulfat und eventl. auch noch durch Sodanatronlauge zu entfernen. Bei schwefelwasserstoffhaltigen Wässern ist ferner ein Zusatz von Zinkazetat — Bildung von unlöslichem Schwefelzink, ZnS — nötig. Vergl. den Nachweis von Ammoniak. Zur Untersuchung darf nur die über dem abgeschiedenen Bodensatze stehende, klare, farblose, vorsichtig abgegossene Flüssigkeit verwendet werden.

Nachweis von Salpetersäure.

Die Prüfung eines Wassers auf Nitrate am Orte der Probenahme ist nach dem Vorhergehenden ebenfalls zweckmäßig, da es vorkommt, daß infolge der

[1]) J. König, Die Untersuchung landwirtschaftl. u. gewerbl. wichtiger Stoffe. 3. Aufl. Berlin 1906. S. 810.

Digitized by Google

Tätigkeit von Bakterien im Wasser Veränderungen vor sich gehen, welche bei der späteren Untersuchung im Laboratorium einen anderen Befund bedingen, zumal wenn es sich nur um Spuren von Salpetersäure handelt. Die Salpetersäure stellt bekanntlich das Endprodukt der Oxydation aller stickstoffhaltigen organischen Substanzen im Boden dar (Mineralisierungsprozeß). In reinen Grundwässern findet man sie im allgemeinen nicht oder doch nur in sehr geringer Menge. Gleichwohl kommen auch Brunnenwässer mit einem Gehalt von 10 bis 30 mg Salpetersäure im Liter vor, ohne daß dieser Befund zu Bedenken Veranlassung geben könnte, weil die sonstige Beschaffenheit des betreffenden Wassers und die örtliche Lage der Brunnen hygienisch einwandfrei sind. Selbst ein noch höherer Gehalt an Nitraten im Wasser kann unter Umständen bei einem im übrigen guten Wasser in sanitärer Hinsicht ohne Bedeutung sein. Daß der Gehalt an Nitraten im Wasser so groß ist, daß er Störungen des Digestionsapparates hervorrufen könnte[1]), wird wohl nur selten vorkommen. Die Salpetersäure an sich ist unbedenklich, sie stellt, wie auch die anderen Stickstoffverbindungen, lediglich einen Indikator für eine stattgefundene Verschmutzung des in Frage stehenden Wassers dar. Ihr Vorhandensein ist also, zumal wenn sie in größerer Menge in einem Wasser festgestellt wird, und wenn sie nicht auf die geologische Beschaffenheit des Untergrundes zurückgeführt werden kann, als ungünstiges Zeichen von Verunreinigung des betreffenden Bodens durch organische Stoffe anzusehen. Gewöhnlich geben dann aber auch die übrigen in einem solchen Wasser ermittelten Befunde Anhaltspunkte für die Annahme einer nachteiligen Beeinflussung des Wassers durch menschliche oder tierische Abfallstoffe. K. B. Lehmann[2]) hält einen hohen Gehalt eines

---

[1]) Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 7. Aufl. 1903. S. 328.

[2]) Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. 1901. S. 242.

Digitized by Google

Wassers an Salpetersäure für ein Anzeichen „starker, aber alter Bodenverunreinigung".

An dieser Stelle mag noch beiläufig erwähnt werden, daß nitrathaltige Wässer die Bleilöslichkeit[1]) im allgemeinen begünstigen.

Wässer mit hohem Nitratgehalt sind nach J. König, Verunreinigung der Gewässer, 2. Aufl., Berlin 1899, für Brauereien, Gärungsgewerbe und Zuckerfabriken nicht besonders geeignet.

Zum qualitativen Nachweise der Salpetersäure im Wasser dürften für die Praxis wohl nur zwei Methoden in Frage kommen: I. Nachweis mit Diphenylamin; II. Nachweis mit Bruzin.

Diphenylamin, $NH(C_6H_5)_2$, bildet farblose, monokline, bei 54° C schmelzende Kristalle von schwach aromatischem blumenähnlichem Geruche. Es wird am besten in einem braunen Glasstöpselgefäße vorrätig gehalten. Ein auch nur schwach gefärbtes Präparat ist unbedingt zu verwerfen. Diphenylamin ist ein empfindliches Reagens auf Salpeter- — wie salpetrige Säure.

Zur Prüfung eines Wassers auf Salpetersäure verfährt man m. E. am zweckmäßigsten nach den Angaben von E. Kopp[2]): In eine mit konzentrierter Schwefelsäure sorgfältig gereinigte und mehrere Male mit dem zu untersuchenden Wasser ausgespülte kleine, weiße Porzellanschale bringt man etwa 1 ccm des zu untersuchenden Wassers, setzt einige Kriställchen Diphenylamin hinzu und darauf in kurzen Zwischenräumen zweimal je 0,5 ccm reine konzentrierte Schwefelsäure. Tritt Blaufärbung des Gemisches ein, so ist Salpetersäure

---

[1]) P. Carles, Blei- u. Trinkwasser. Journ. Pharm. Chim. 1900. S. 517 und ferner St. Ruzicka, Systematische Untersuchungen über die Angreifbarkeit des Bleies durch das Wasser. Archiv f. Hygiene 1902. Bd. 41. S. 23 u. Hygienische Rundschau 1902. S. 1255.

[2]) Ber. d. Deutsch. chem. Ges. Bd. 5. S. 284.

Digitized by Google

zugegen, vorausgesetzt, daß salpetrige Säure in dem fraglichen Wasser fehlt. Bei Gegenwart von viel Salpetersäure tritt schon sogleich beim ersten Schwefelsäurezusatz starke Bläuung ein. Enthält ein Wasser nur wenig Nitrate, so tritt die Färbung erst nach dem zweiten Säurezusatze und zwar je nach der Menge sogleich oder innerhalb 2 bis 3 Minuten ein. Bei einem Gehalte über 10 mg N_2O_5 in einem Liter Wasser erfolgt die Blaufärbung nach dem ersten Säurezusatz, bei 7,5 mg N_2O_5 dagegen erst nach dem zweiten. Aus dem Eintreten und der Intensität der Reaktion kann man somit einen ungefähren Maßstab über die in einem Wasser enthaltene Salpetersäuremenge ableiten.

Die zu diesem Zwecke zu verwendende konzentrierte Schwefelsäure muß chemisch rein und natürlich in erster Linie selbst völlig frei von den Oxyden des Stickstoffes sein. Die Reaktion mit Diphenylamin auf Nitrate ist ziemlich scharf und durch ihre prachtvolle blaue Färbung sehr gut und deutlich sichtbar. Daß auch andere oxydierende Agenzien, wie beispielsweise freies Chlor, unterchlorige Säure, Chlor-, Brom-, Jod-, Chrom-, Übermangansäure auf Diphenylamin reagieren, dürfte für Grund- und Oberflächenwasser kaum in Betracht kommen. Störend wirkt aber bei dieser Methode besonders die Gegenwart der salpetrigen Säure. Enthält ein Wasser z. B. fast nur oder vorwiegend Nitrite, so ist Diphenylamin schlecht zu gebrauchen, da bekanntlich die typische Blaufärbung durch Nitrite noch schneller und wesentlich schärfer als die von Salpetersäure geliefert wird. Wohl kann ein Fachmann, der sich ausschließlich mit Wasseruntersuchungen beschäftigt. dennoch aus der durch Nitrite bedingten, etwas abweichenden Blaufärbung des Gemisches häufig erkennen, ob Nitrite und Nitrate oder nur Nitrate zugegen sind. Den weniger Geübten stört indes die salpetrige Säure entschieden. Man kann sich nun auch in der Weise helfen, daß man die Nitrite im Wasser durch Harnstoff,

Digitized by Google

wie K. B. Lehmann[1]) es macht, in elementaren Stickstoff und Kohlendioxyd nach der Gleichung:

$$2HNO_2 + CO(NH_2)_2 = 2N_2 + 3H_2O + CO_2$$

zerlegt. Ich habe die Methode nachgeprüft und sie als recht brauchbar gefunden. Am Orte der Entnahme der Probe würde sich dieses Verfahren aber im allgemeinen weniger empfehlen, da die salpetrige Säure durch Harnstoff nicht gleich, sondern erst allmählich — etwa in 1 bis 2 Stunden — völlig zerstört wird.

Bruzin, ein Alkaloid von Strychnos Nux vomica bildet kleine farblose, wasserhaltige, monokline Kristalltäfelchen. Es ist ein äußerst empfindliches Reagens auf Salpetersäure und schärfer als Diphenylamin. Versuche zeigten mir, daß 1 mg N_2O_5 in 1 l destillierten Wassers mit Bruzin sich noch deutlich nachweisen ließen, während mit Diphenylamin keine Reaktion eintrat. Nebenbei sei noch bemerkt, daß dieses Pyridinderivat giftige Eigenschaften hat, weshalb bei der Handhabung von Bruzin etwas Vorsicht geboten ist. Für die Aufbewahrung gilt das Gleiche wie das bei dem Diphenylamin Gesagte, also Luft- und Lichtschutz. Ein nicht schneeweiß aussehendes Präparat darf nicht verwendet werden.

Durch die interessanten Untersuchungen von G. Lunge und L. W. Winkler[2]) ist festgestellt, und ich bin bei der Nachprüfung zu dem gleichen Resultate bei den vielfachen Wasseruntersuchungen gelangt, daß Bruzin in schwefelsaurer Lösung bei großem Über-

[1]) l. c. S. 208. Im übrigen haben Liebig u. Wöhler, Ann. chem. Pharm. Bd. 26. S. 261 zuerst auf die Zerstörung der salpetrigen Säure durch Harnstoff hingewiesen, und Picini, Gazz. chimica Ital. Bd. 9. S. 395 u. Zeitschr. f. anal. Chem. Bd. 19. S. 354 benutzt diese Reaktion schon längst zum Nachweise von Nitraten neben Nitriten. Vergl. auch Emmerling, Jahresbericht über die Fortschritte der Chemie u. verwandter Teile anderer Wissenschaften 1886. S. 547.

[2]) Zeitschr. f. angew. Chem. 1902. S. 170 u. 241; ferner A. Classen, Ausgew. Methoden d. analytischen Chemie. 1903. Bd. 2. S. 97 u. 288.

Digitized by Google

schusse an Schwefelsäure nur Salpetersäure, dagegen nicht salpetrige Säure anzeigt. Letztere wird hierbei in Nitrosulfonsäure:

$$HNO_2 + H_2SO_4 = H_2O + NO_2SO_3H$$

verwandelt, welche die Reaktion nicht beeinflußt. Es ist daher auch nach meinen Wahrnehmungen an Ort und Stelle dem Bruzin vor dem Diphenylamin der Vorzug zu geben. Im übrigen reagiert es sonst ebenfalls wie Diphenylamin mit den meisten oben angegebenen Oxydationsmitteln, die ja aber, wie schon gesagt, für die in Frage kommenden Zwecke nur höchst selten in Betracht kommen dürften.

Zur Ausführung der Prüfung empfehle ich auf Grund meiner Feststellungen die Winklersche Methode[1]), die genau innezuhalten ist: Man mischt nach Augenmaß mindestens 3 ccm konzentrierte Schwefelsäure in einem Reagensglase tropfenweise mit 1 ccm von dem zu untersuchenden Wasser. Die hierbei sich stark erwärmende Flüssigkeit kühlt man sorgfältig auf die etwa ursprüngliche Wassertemperatur wieder ab, da die Reaktion nur in der Kälte in der obigen Weise verläuft. Jetzt werden unter Umschütteln einige Milligramm Bruzin hinzugesetzt. Enthält das Wasser Nitrate, so erfolgt sogleich oder nach ganz kurzer Zeit Rot-Färbung des Gemisches. Aus der Intensität lassen sich ungefähre Schlüsse auf den Salpetersäuregehalt eines Wassers ziehen.

Beträgt nämlich die Salpetersäuremenge im Liter 100 mg N_2O_5, so entsteht blutrote Färbung, die ziemlich schnell in Orange und schließlich in Gelb umschlägt; bei 10 mg N_2O_5 färbt sich die Flüssigkeit schön rosenrot, nach längerem Stehen blaßgelb; bei 1 mg in 1 l schwach rosarot. Die Reaktion tritt hierbei, wie ich beobachtete, nicht sogleich, sondern erst nach einigen Augenblicken ein.

[1]) G. Lunge, Chem.-techn. Untersuchungsmethoden. 5. Aufl. 1904. Bd. 1. S. 787 u. 366.

Digitized by Google

Diese Farbnuancen sind bei Betrachtung der Proben gegen einen weißen Hintergrund sehr schön wahrnehmbar. Zu berücksichtigen ist hierbei aber stets, daß nur in dem kalten Säuregemisch diese Unterschiede erfolgen. In der heißen Flüssigkeit tritt fast sogleich der gelbe Farbenton ein.

Neuerdings von mir angestellte Versuche — vergl. Chem. Centralblatt 1907. Bd. II. S. 1758 u. Anstaltsmitteilg. Heft 10. 1908: Nachweis u. Bestimmung der Salpetersäure im Wasser u. Abwasser — haben ergeben, daß Bruzin wesentlich schärfer ist als Diphenylamin beim Nachweise von Salpetersäure im Wasser. Vom Diphenylamin lassen sich im Wasser unter 7 mg N_2O_5 in 1 l nicht mehr erkennen, während beim Bruzin noch 1 mg N_2O_5 im Liter nachweisbar ist.

Wie schon in der Einleitung hervorgehoben, ist es immer empfehlenswert, im Laboratorium später die Prüfung auch auf Nitrate zu kontrollieren. Notwendig erweist sie sich in allen denjenigen Fällen, bei denen es sich um stark eisenhaltige Wässer handelt, da letztere die Reaktion mit Diphenylamin wie die mit Bruzin mehr oder weniger nachteilig beeinflussen. Die störenden Eisenverbindungen müssen in solchen Wässern vorher zweckmäßig erst entfernt werden, z. B. durch Natriumhydroxyd etc.

Nachweis der Ammoniakverbindungen.

Das Vorkommen von Ammoniakverbindungen im Wasser ist auf Reduktionsprozesse zurückzuführen, die teils rein chemisch-physikalisch, teils unter dem Einfluß von Mikroorganismen[1]) vor sich gehen. Im ersteren Fall ist die Gegenwart von Ammoniak im Wasser im allgemeinen ohne sanitäre Bedeutung. Sehr häufig beobachtet man nämlich in eisenhaltigen Grundwässern

[1]) Carl Günther, Einführung in das Studium der Bakteriologie. 6. Aufl. Leipzig 1906. S. 79 ff.

Digitized by Google

Ammoniak[1]), dessen Entstehung in folgender Weise zu erklären ist: Das Oberflächenwasser löst beim Passieren der oberen Erdschichten die darin enthaltenen Nitrate resp. Nitrite auf und absorbiert die im Boden auch stets vorhandene Kohlensäure. Dieses mit Kohlensäure und salpetersauren Salzen angereicherte Grundwasser sickert weiter in die Tiefe und kommt hier mit Schwefeleisen, das in der Natur als Schwefelkies (FeS_2) sehr verbreitet ist, in Berührung, worauf sich etwa folgende chemisch-physikalischen Vorgänge abspielen: Die Kohlensäure des Wassers verwandelt unter Mitwirkung des Druckes der über ihr lagernden, vielfach sehr hohen Bodenschicht das Schwefeleisen in Ferrobikarbonat und Schwefelwasserstoff nach der Gleichung:

$$2CO_2 + FeS_2 + 2H_2O = Fe\begin{matrix}HCO_3\\HCO_3\end{matrix} + S + H_2S$$

Da Schwefelkies meistens auch noch wechselnde Mengen elementaren Eisens enthält, so entsteht hierbei sekundär Wasserstoff:

$$Fe + CO_2 + H_2O = FeCO_3 + H_2$$

Schwefelwasserstoff, sowie Wasserstoff sind, zumal in statu nascendi, bekanntlich kräftige Reduktionsmittel, die den Nitraten und Nitriten den gesamten Sauerstoff entziehen und somit als Endprodukt Ammoniak bilden:

1. $8H_2S + N_2O_5 = 2NH_3 + 8S + 5H_2O$
2. $16H + N_2O_5 = 2NH_3 + 5H_2O.$

Das entstehende Ammoniak vereinigt sich mit der freien Kohlensäure zu Ammoniumkarbonat, das im Wasser leicht löslich ist. Das Ferrokarbonat an sich ist im Wasser nicht löslich, verhält sich aber analog

---

[1]) J. König, Die Verunreinigung der Gewässer. 2. Aufl. 1899. Bd. 1. S. 53. Salzmann, Chem.-Ztg. Rep. 1895. S. 127. Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 7. Aufl. 1903. S. 311 u. 313.

Digitized by Google

den Erdalkalibikarbonaten, d. h. es geht als Bikarbonat in Lösung:

$$FeCO_3 + CO_2 + H_2O = Fe\begin{matrix}HCO_3\\HCO_3\end{matrix}$$

Diese Eisenverbindung oxydiert sich sehr leicht bei Luftzutritt und erzeugt die bekannten typischen Eisenausscheidungen im Wasser:

$$2Fe(HCO_3)_2 + O + H_2O = 2Fe(OH)_3 + 4CO_2$$

Daß diese Vorgänge in der Natur in dieser Form sich abspielen, kann man durch einfache Laboratoriumsversuche leicht feststellen.

Wird solch ein eisenhaltiges Wasser enteisent, so verschwindet das Ammoniak in der Regel fast quantitativ. Auf diese Tatsache hat zuerst Proskauer, Zeitschr. f. Hygiene 1890. Bd. 9. S. 148 hingewiesen.

Einen manchmal erheblichen Gehalt an Ammoniakverbindungen trifft man ferner in Grundwässern an, die aus humusreichen Bodenschichten — Moorgegenden[1]) — stammen. Solche Wässer sind meist schon äußerlich durch ihre mehr oder weniger gelbliche Farbe, ihren moorigen Geruch, sowie durch ihre oftmals saure Reaktion gegen Lackmuspapier charakterisiert. Zurückzuführen ist der Ammoniakgehalt in diesen Fällen auf Reduktionsvorgänge. Die Humusstoffe, vorwiegend Huminkörper — kohlenstoffreiche Verbindungen — reißen mit Begierde Sauerstoff an sich, um schließlich als Endpunkt ihrer Oxydation Kohlendioxyd zu bilden. Ist Sauerstoff im Boden anderweitig nicht vorhanden, so entziehen sie ihn den im Wasser gelösten Nitraten und Nitriten und reduzieren diese zu Ammoniak. Die Re-

[1]) Bernh. Fischer, Zeitschr. f. Hygiene. Bd. 13. S. 251. 265 u. 270. Ferner Tiemann-Gärtner, Wasser. 4. Aufl. S. 8. 17 u. 756. Wollny, Die Zersetzung der organischen Stoffe u. die Humusbildungen. Heidelberg 1897. S. 185 ff. H. Kurth, Zeitschr. f. Hygiene u. Infektionskrankheiten. Bd. 19. 1895. S. 1—60.

Digitized by Google

duktion geht unter Umständen sogar soweit, daß selbst die Sulfate in Sulfide übergeführt werden. Der in moorigen Wässern oft beobachtete Geruch nach Schwefelwasserstoff dürfte auf diese Weise zu erklären sein. Die durch den Mineralisierungsprozeß der Huminsubstanzen entstehende Kohlensäure verwandelt das in der Erde sehr verbreitete Eisen in Ferrokarbonat und diese Eisenverbindung ist in kohlensäurehaltigem Wasser verhältnismäßig leicht löslich. Wir finden deshalb in Moorwässern im allgemeinen auch sehr oft Eisen, teils als Bikarbonat, teils als humussaures Salz gelöst.

Sonst wird in reinen Trinkwässern Ammoniak nicht gefunden. Stammt ein Wasser also nicht aus Boden, in welchem moorige Bestandteile vorauszusetzen sind, so ist das Vorkommen von Ammoniumverbindungen, besonders wenn es sich um mehr als nur Spuren davon handelt, als ein ungünstiges Anzeichen anzusehen; denn dann ist anzunehmen, daß sie bei der Fäulnis von stickstoffhaltigen organischen Substanzen entstanden oder als Stoffwechselprodukte von Mikrophyten in das Wasser hineingekommen sind. Ein solches Wasser ist also wahrscheinlich durch menschliche oder tierische Abfallstoffe nachteilig beeinflußt worden und somit auch infektionsverdächtig.

Ammoniakhaltige Wässer sind im allgemeinen nach J. König, Verunreinigung der Gewässer, 2. Aufl., Berlin 1899, für Brauereien, Gärungsgewerbe und Stärkefabriken nicht besonders geeignet.

Die Prüfung eines für den Genuß dienenden Wassers auf Ammoniak an Ort und Stelle ist daher wegen des häufigen Abspielens biologischer Vorgänge sehr zweckmäßig.

Zum Nachweise von Ammoniak im Wasser kommt für die Praxis nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen nur das Neßlersche Reagens in Betracht, welches ein in konz. Alkalilauge gelöstes Doppelsalz von Kaliumjodid und Quecksilberjodid $2KJ + HgJ_2$ vorstellt.

Digitized by Google

Die in der Literatur sonst noch genannten Methoden zum Nachweise von Ammoniak mit Quecksilberchloridlösung[1]) und Jodstickstoff[2]) haben dem Neßlerschen Reagens gegenüber keine Vorzüge; sie sind von wesentlich geringerer Empfindlichkeit und werden zum Teil auch durch andere Substanzen im Wasser mehr oder weniger beeinflußt, besonders der Jodstickstoff.

Nach Neßler lassen sich, wie ich durch Versuche festgestellt habe, in einem Wasser bequem 0,1 mg NH_3, ja bei einiger Übung noch 0,05 mg in einem Liter nachweisen. Demnach ein sehr empfindlicher Nachweis.

Neßlers Reagens. Zur Darstellung dieses Reagenzes sind verschiedene Vorschriften bekannt. Ich empfehle die Bereitungsweise desselben nach L. W. Winkler[3]). 100 g Quecksilberjodid — HgJ_2 — werden in einem Ausgußporzellanmörser mit destilliertem Wasser fein verrieben und in eine vorher gewogene, braune, gut schließende Glasstöpselflasche hineingespült, welche 50 g Kaliumjodid in 100 g destilliertem Wasser bereits gelöst enthält. Das Gemisch wird durch Wasserzusatz auf 750 g gebracht. Durch einiges Schütteln findet Lösung des Quecksilbersalzes statt. Jetzt werden 600 g 33 %ige Natronlauge in der Kälte zugegeben und das Ganze gemischt. Die nunmehr fertige Lösung läßt man zweckmäßig vor dem Gebrauch mehrere Tage sich absetzen zur Auskristallisierung des überschüssigen Quecksilberjodids.

Neßlers Reagens bildet eine schwach gelbe, stark ätzende Flüssigkeit vom spezifischen Gewicht 1,28. Vor Licht und Luft möglichst geschützt aufbewahrt, ist das Reagens gut haltbar. Die Lösung setzt trotzdem bei dieser Art der Aufbewahrung nach einiger

---

[1]) Arzneibuch für das Deutsche Reich. 4. Ausgabe 1901. Prüfung von Aqua destillata.

[2]) Trillat et Turchet, C. r. d. l'Acad. des sciences. Bd. 140. S. 374. Ferner Cavalier et Artus, Bull. Soc. Chim. Paris. Bd. 33. S. 745 - 47.

[3]) Chem.-Zeitg. 1899. S. 591.

Digitized by Google

Zeit einen geringen Bodensatz ab, wird dadurch aber im allgemeinen nicht unbrauchbar. Man verwende zur Wasseruntersuchung aber stets nur die klare Flüssigkeit. Zum etwaigen Filtrieren des Reagenzes dient Asbest. Um das Einkitten der Glasstopfen bei dieser stark alkalischen Flüssigkeit zu verhüten, ist Einfetten derselben mit Paraffinsalbe sehr zu empfehlen.

Zur Prüfung eines Wassers auf Ammoniak versetzt man in einem Reagenzglase ca. 10 ccm mit 4—6 Tropfen Neßlers R. Ist Ammoniak zugegen, so entsteht je nach seiner Menge sogleich oder nach ganz kurzer Zeit eine mehr oder weniger starke Gelbfärbung der Flüssigkeit, ja bei viel Ammoniak ein orange- bis braunroter Niederschlag von Ammoniumquecksilberoxyjodid. Eine Färbung des Wassers erkennt man am besten, wenn man das Reagenzglas schräg gegen eine weiße Unterlage hält und von oben durch die Flüssigkeitssäule blickt. Nach dem Grade der Färbung bezw. des Niederschlages haben wir in der Prüfungsanstalt für die Gegenwart von Ammoniak folgende Bezeichnungen: Spuren, deutliche Reaktion, starke Reaktion, sehr starke Reaktion. Enthält ein Wasser mehr als Spuren Ammoniak — über 0,1 mg i. 1 l — so empfiehlt es sich, dieses später im Laboratorium quantitativ zu bestimmen.

Man halte sich übrigens ziemlich genau an die oben angegebene Tropfenzahl beim Zusatz des Neßlerschen Reagenzes, da letzteres bekanntlich an sich gelblich gefärbt ist und somit unter Umständen im Überschuß zugesetzt leicht zu Täuschungen Anlaß geben kann. Bei schwach gelblich gefärbten Wässern wie z. B. Moorwässern und Flußwässern ist es mitunter nicht leicht, geringe Mengen Ammoniak mit Sicherheit nachzuweisen. Man hilft sich in solchen Fällen am einfachsten in der Weise, daß man zum Vergleich in einem zweiten Probierglase die gleiche Menge des ursprünglichen, nicht mit Neßlers Reagens versetzten Wassers bringt und die beiden Gläser nebeneinander gegen einen weißen

Digitized by Google

Untergrund hält, wodurch sich etwaige Farbenunterschiede meist ohne weiteres feststellen lassen.

Ist dennoch ein Unterschied schwer zu erkennen, oder ist ferner das zu untersuchende Wasser an sich trübe z. B. durch Tonpartikelchen, so empfiehlt es sich, die störenden Bestandteile durch Aluminiumsulfat niederzuschlagen; und zwar werden 100 ccm von dem Wasser mit ca. 1 ccm einer 2 %igen wässerigen Lösung von chemisch reinem, kristallisiertem Aluminiumsulfat versetzt und gut gemischt. Nach dem Absetzen wird die überstehende, klare, farblose Flüssigkeit von dem Bodensatze vorsichtig abgegossen und jetzt erst mit Neßlers Reagens geprüft.

Die durch die Einwirkung dieses Reagenzes auf Ammoniumverbindungen vor sich gehenden chemischen Umsetzungen lassen sich durch nachstehende Gleichungen veranschaulichen:

$$\underset{\text{Kaliumquecksilberjodid}}{2(HgJ_2 + 2KJ)} + \underset{\text{Ammoniak}}{NH_3} + \underset{\text{Natriumhydroxyd}}{3NaOH} =$$

$$\underset{\text{Na. jodid}}{3NaJ} + \underset{\text{Kaliumjodid}}{4KJ} + 2H_2O + \underset{\text{Ammoniumquecksilberoxyjodid}}{(Hg\begin{matrix}NH_2\\ \diagup\\ \diagdown\\ J\end{matrix} + HgO)}$$

Dieses gebildete Ammoniumquecksilberoxyjodid oder Oxydimerkuriammoniumjodid kennzeichnet sich, wie bereits mitgeteilt, durch seine intensive Färbung. Das in einem Wasser vorhandene Ammoniak ist zumeist als Salz gelöst. Durch die überschüssige Lauge des Neßlerschen Reagenzes wird es in Freiheit gesetzt und reagiert dann in obiger Weise auf die Quecksilberverbindung selbst in der geringsten Menge.

Störend wirkt aber bei diesem Reagens zum Nachweise von Ammoniak ein höherer Härtegrad des Wassers, weil durch den großen Gehalt der Lösung an Alkalilauge die die Härte bedingenden Kalzium- und Ma-

Digitized by Google

gnesiumsalze ausgefällt werden und zwar die Kalksalze als Karbonate und die letzteren als Hydroxyde z. B.:

I.

$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH = \underset{\text{(nicht löslich)}}{CaCO_3} + 2H_2O + Na_2CO_3$$

II.

$$Mg(HCO_3)_2 + 4NaOH = \underset{\text{(nicht löslich)}}{Mg(OH)_2} + 2H_2O + 2Na_2CO_3$$

Die Folge hiervon ist, daß nur geringe Mengen von Ammoniak, wie sie häufig in Trinkwässern vorzukommen pflegen, sich der Beobachtung unter Umständen entziehen können, da die sich bildenden Niederschläge der Erdalkalien etc. die suspendierten feinen gelben Partikelchen der Quecksilberverbindung[1]) mechanisch umhüllen und mit ihnen zu Boden sinken. Ich habe gefunden, daß Wässer mit einer Härte über 18 deutsche Grade diese Erscheinungen im allgemeinen zeigen. Man hat somit gleichzeitig an Ort und Stelle einen Anhaltspunkt dafür, ob ein Wasser hart ist. Es kommen nun hauptsächlich zwei Methoden in Frage, um die oben erwähnten Ausscheidungen beim Zusatze des Reagenzes zu verhindern. Die erstere und bekanntere ist folgende: 100 ccm des betreffenden Wassers[2]) werden mit 0,5 ccm 33%iger Natronlauge und 1 ccm Natriumkarbonatlösung (2,7 : 5) versetzt; den Niederschlag läßt man absetzen, gießt die überstehende, klare Flüssigkeit vorsichtig ab, und prüft alsdann erst mit Neßlers Reagens. Man vergewissere sich vorher stets, daß auch diese Sodanatronlauge völlig ammoniakfrei[3]) ist. Von einem Fil-

[1]) Die durch wenig Ammoniak bedingte Gelbfärbung des Wassers mit Neßlers Reagens beruht natürlich auf einer Ausscheidung des Reaktionsproduktes, das in äußerst fein verteilter Form vom Wasser in Suspension gehalten wird und daher scheinbar wie gelöst aussieht.

[2]) Vereinbarungen z. einheitl. Untersuchung u. Beurteilung von Nahrungs- u. Genußmitteln. Heft 2. Berlin 1899. S. 153.

[3]) Soda-Natronlauge ist häufig etwas ammoniakhaltig. Durch Erhitzen der Lösung läßt sich das Ammoniak leicht entfernen.

Digitized by Google

trieren des so behandelten Wassers durch Papier muß aber entschieden abgeraten werden, da letzteres fast durchweg etwas ammoniakhaltig ist. Das Verfahren ist einwandfrei, allerdings etwas zeitraubend.

Die zweite und bei weitem bequemere Methode beruht auf folgenden Erfahrungen: Bekanntlich besitzt die Weinsäure und zumal ihr Alkalisalz, das Kaliumnatriumtartrat oder Seignettesalz, die Eigenschaft, die Fällung verschiedener Metalloxyde, wie Kupferoxyd — Fehlingsche Lösung — Eisenoxydul und -oxyd, ferner der Erdalkalien, also von Kalk und Magnesia bei Zusatz von Ätzalkalien infolge Bildung löslicher Doppelsalze zu verhindern. Setzt man daher einem harten und auch stark eisenhaltigen[1]) Wasser dieses Salz hinzu, so treten durch Neßlers Reagens keine Ausscheidungen von Kalk, Magnesia und auch von Eisen ein, vielmehr bleiben diese Verbindungen gelöst. Die hierzu erforderliche

Seignettesalzlösung wird am besten nach Vorschrift von L. W. Winkler[2]) dargestellt: Eine filtrierte Lösung von 100 g chemisch reinem, kristallisiertem Seignettesalze[3]) in 200 g destilliertem Wasser wird, um sie vor Zersetzung durch Schimmelpilze zu schützen, mit 10 ccm klarem Neßlerschen Reagens gemischt. Man läßt einige Tage absitzen, filtriert durch Asbest und bewahrt diese fast farblose Lösung

---

[1]) Eisen, das anfangs fast immer als Oxydulsalz im Wasser gelöst ist, wird durch Alkalilauge als Ferrohydroxyd gefällt, z. B.

$$Fe(HCO_3)_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + 2NaHCO_3.$$

Diese Eisenverbindung ist von weißlicher Farbe; sie wird aber durch Luftsauerstoffaufnahme bald schmutziggrün und geht schließlich in braunrotes Ferrihydroxyd — $Fe(OH)_3$ — über.

[2]) Vergl. Lunge, Chem.-techn. Untersuchungsmethoden. 5. Aufl. Bd. 1. Berlin 1904. S. 802.

[3]) Dieses Salz ist vielfach etwas ammoniakhaltig. Wird es mit Natronlauge erwärmt, so darf sich kein Ammoniak entwickeln.

Digitized by Google

ebenfalls in braunen, gut schließenden Glasstöpselgefäßen [1]) auf.

Zwecks Anwendung mischt man in einem Reagenzglase ca. 10 ccm des betreffenden Wassers mit 8—10 Tropfen von dieser Lösung und setzt nun erst Neßlers Reagens hinzu.

Enthält das zu untersuchende Wasser Schwefelwasserstoff oder Schwefelkali in größeren Mengen gelöst, was, abgesehen von einigen Mineralquellen, wohl selten der Fall ist, so wird mit Neßlers Reagens ebenfalls eine Gelbfärbung der Flüssigkeit durch entstandenes Schwefelquecksilber — HgS — erzeugt [2]). Diese Färbung verschwindet aber zum Unterschiede von der durch Ammoniak bewirkten, beim Ansäuern mit Schwefelsäure nicht.

Im übrigen empfiehlt es sich, zumal im letzteren Falle, auch hier die Prüfung auf Ammoniak später im Laboratorium zu kontrollieren.

Prüfung auf Härte.

Die Härte des Wassers wird durch die Gegenwart von Kalk- und Magnesiasalzen hervorgerufen. Es entsprechen:

1 deutscher	Härtegrad:	10 mg CaO in 1 l Wasser,
1 französischer	„	10 mg $CaCO_3$ in 1 l Wasser,
1 englischer	„	10 mg $CaCO_3$ in 0,7 l Wasser.

[1]) Einfetten der Glasstopfen mit Paraffinsalbe ist zu empfehlen.

[2]) H_2S sowie die Sulfide entfernt man aus solchem Wasser am besten durch Versetzen von 100 ccm desselben mit etwa 0,5 ccm einer 10%igen wässerigen Zinkazetatlösung. Die über dem abgeschiedenen Bodensatze stehende klare, farblose Flüssigkeit wird vorsichtig abgegossen und mit Neßlers Reagens auf Ammoniak untersucht.

Digitized by Google

Die Magnesia muß hierbei auf den Kalkwert umgerechnet werden:

$$MgO : CaO,$$
$$40 : 56 = 1 : 1{,}4.$$

In der Technik unterscheidet man weiter zwischen vorübergehender = temporärer oder transitorischer und bleibender oder permanenter Härte. Diese Bezeichnungen sind in wissenschaftlicher Hinsicht nicht ganz zutreffend. Die Bikarbonate bezw. Karbonate des Kalziums und Magnesiums bedingen nämlich die vorübergehende Härte eines Wassers, weil sie beim Kochen sich ausscheiden und infolgedessen das Wasser weicher wird. Durch Erwärmung werden Bikarbonate unter Abspaltung von Kohlensäure in die Monokarbonate verwandelt, die, abgesehen natürlich von den kohlensauren Salzen der Alkalien, im Wasser nur wenig löslich sind. Während Kalziumbikarbonat im Wasser verhältnismäßig leicht löslich ist — nach Treadwell und Reuter, Zeitschr. f. anorg. Chemie Bd. 17. S. 170 löst 1 l Wasser bei 15° C 385 mg Kalziumbikarbonat —, lösen sich vom Kalziumkarbonat nur 34 mg im Liter kohlensäurefreien Wassers[1]). Nach Treadwell und Reuter (l. c.) besteht Magnesiumbikarbonat in Lösung nicht ohne Anwesenheit von freier Kohlensäure. Bei einem Partialdruck von Null hat man ein Gemisch von Bikarbonat und Karbonat; dies enthält bei 15° C und 760 mm Druck im Liter: 1954 mg Bikarbonat und 715,6 mg Karbonat. Vom Magnesiumkarbonat sind noch 118 mg $MgCO_3$ in 1 l kohlensäurefreien Wassers[2]) löslich. Hieraus ist also ersichtlich, daß durch das Kochen die Karbonate nur teilweise ausgeschieden werden. Man bestimmt deshalb die temporäre Härte eines Wassers zweckmäßig nicht mehr durch Kochen, sondern verfährt nach G. Lunge in folgender Weise:

1) A. W. Hofmann, Jahresbericht 1865. S. 171.
2) J. Pfeifer, Zeitschr. f. angew. Chem. 1902. S. 200.

Digitized by Google

100 ccm des zu untersuchenden Wassers werden mit 2—3 Tropfen wässeriger Methylorangelösung (1 : 1000) versetzt und in der Kälte über einer weißen Unterlage mit $\frac{n}{10}$ Salzsäure bis zum Farbenumschlage (rötlicher Farbenton) titriert. Jedes Kubikzentimeter $\frac{n}{10}$ HCl zeigt 2,8° vorübergehende Härte[1]) an.

Der Ausdruck Karbonathärte dürfte daher besser passen, als die Bezeichnung vorübergehende Härte.

Die bleibende Härte eines Wassers wird in erster Linie durch die Sulfate der erwähnten Erdalkalien bedingt; sie kann aber auch durch Chloride und Nitrate verursacht sein. Der mir wiederholt in der Literatur begegnete Ausdruck Sulfat- bezw. Gipshärte eignet sich daher nicht für alle Fälle. Die Bezeichnung Mineralsäurehärte[2]) im Gegensatz zu Karbonathärte halte ich für weit besser.

Unter Mineralsäuren versteht man bekanntlich solche, die keinen Kohlenstoff enthalten.

Wässer mit hoher Karbonathärte scheiden auch schon, wie die Erfahrung lehrt, bei gewöhnlicher Temperatur durch Kontaktwirkung Kalziumkarbonat ab, das die Leitungsröhren allmählich immer mehr inkrustiert — Kalksinterbildung.

Nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen dürften in praxi störende Ablagerungen im allgemeinen erst eintreten, wenn der Gehalt des betreffenden Wassers an Kalziumbikarbonat mehr als 200 mg in 1 l — als CaO umgerechnet — beträgt. Eine bestimmte Grenze wird sich meines Erachtens schwer finden lassen, da sehr verschiedene andere Umstände wie sonstige che-

---

1) Chem.-techn. Untersuchungsmethoden. 5. Aufl. Bd. 1. Berlin 1904. S. 775. Die Bestimmung kann später im Laboratorium erfolgen.

2) Klut, Mitteilg. a. d. Königl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorg. etc. Heft 10. Berlin 1908.

Digitized by Google

mische Zusammensetzung des betreffenden Wassers, Druckverhältnisse, Rohrmaterial etc. von Bedeutung sind. Über Röhrenreinigungsapparate vergl. beim Artikel Eisen.

Einen ungefähren Anhaltspunkt für die Bezeichnung der Härtestufe gibt folgende Skala:

Gesamthärtegrad[1])	Benennung des Wassers
0—4	sehr weich
4—8	weich
8—12	mittelhart
12—18	ziemlich hart
18—30	hart
über 30	sehr hart

Bezüglich der Härte eines Wassers hat der Verein für öffentliche Gesundheitspflege folgenden Satz[2]) aufgestellt:

„Der Härtegrad soll ein solcher sein, daß das Wasser ohne wirtschaftliche Nachteile zu allen häuslichen und gewerblichen Zwecken verwendet werden kann."

Harte Wässer sind für Wirtschaftszwecke wie Kochen und Waschen und verschiedene technische Betriebe als: Bleichereien, Brennereien, Gerbereien, Wäschereien, Dampfkesselbetriebe, Färbereien, Zeugdruckereien, Leim-, Papier-, Tuch-, Zellulose-, Zuckerfabriken etc. wenig

[1]) Deutsche Grade.

[2]) Vergl. A. Frühling, Der Wasserbau. III. Teil des Handbuches der Ingenieurwissenschaften. Bd. 3. Die Wasserversorgung der Städte. 4. Aufl. Leipzig 1904. S. 40. Über Sinterbildung S. 83 u. 94. Ferner Hempel, Trinkwasserversorgung der Städte vom chem. Standpunkt. Vortrag auf der 49. Hauptversammlung des Vereins deutscher Ingenieure zu Dresden 1908.

Digitized by Google

geeignet. Ein hoher Magnesiagehalt des Wassers stört nach M. Rubner (l. c.) besonders bei Brauereien.

Zum Waschen ist ein hartes Wasser aus dem Grunde nicht recht brauchbar, weil die Kalk- und Magnesiasalze mit den Fettsäuren der Seife unlösliche Verbindungen liefern. Außerdem verstopft die unlösliche Kalkseife die Poren der Haut und setzt sich in den Fasern der Gewebe fest, welche dadurch an Weichheit und Biegsamkeit verlieren. Die Wäsche nimmt hierbei häufig noch einen unangenehmen Geruch an. 20 Härtegrade vernichten im Liter 2,4 g und somit im Kubikmeter 2,4 kg Seife. Hieraus kann man ungefähr den Seifenverbrauch bei Verwendung eines harten Wassers einem weichen gegenüber berechnen.

Ganz besonders stören harte Wässer durch Kesselansatz, sogenannten Kesselstein. Der letztere erschwert ungemein die Wärmeübertragung, so daß bedeutend mehr Feuerung erforderlich wird. Eine Kesselsteinschicht von ca. 1 mm Stärke bedingt schon einen Mehrverbrauch an Brennstoff von rund 15 %. Weit gefährlicher ist noch im Dampfkesselbetriebe[1]) die Schädigung der Kesselbleche durch Verbrennen, so daß Beulen und Risse entstehen und Explosionen erfolgen können. Der gefährlichste Kesselsteinbildner ist der Gips, der feste Krusten bildet. Sehr schädlich ist besonders für Kesselspeisezwecke ein Wasser, welches Magnesiumchlorid[2]) gelöst enthält, da diese Verbindung in der Hitze und unter Druck Salzsäure abspaltet, und hierdurch die Kesselbleche angefressen werden. Auf Fische wirkt nach M. Rubner (l. c.) Chlormagnesium zehnmal so stark wie Kochsalz.

---

[1]) Über zweckmäßige Enthärtung von Wasser vergl. u. a. meinen Aufsatz in der Pharm. Zeitg. 1907. Nr. 91.

[2]) Protokoll 1897 der Sitzung des Internationalen Verbandes der Dampfkessel-Überwachungsvereine, und J. König, Verunreinigung der Gewässer. 2. Aufl. Berlin 1899. Bd. 1. S. 95. Ferner F. Fischer, Das Wasser, seine Verwendung, Reinigung u. Beurteilung. 3. Aufl. Berlin 1902. S. 28.

Digitized by Google

In gesundheitlicher Beziehung ist der Genuß eines weichen Wassers einem sehr harten im allgemeinen vorzuziehen. Wenn die Härte hauptsächlich eine Folge der Anwesenheit von kohlensaurem Kalk ist, so wird nach Rubner (Lehrbuch der Hygiene. 8. Aufl. Leipzig und Wien 1907. S. 345) auch ein verhältnismäßig härteres Wasser gut vertragen. Ein Wasser, das aber infolge eines bedeutenderen Gehaltes an Gips oder Bittersalz erheblich hart ist, erzeugt Diarrhöen und übt auf viele Personen einen nachteiligen Einfluß aus. Namentlich hält man Wasser mit einem beträchtlichen Gehalt an Salpeter und Magnesiasalzen für nicht besonders gesund.

Nach K. B. Lehmann, „Die Methoden der praktischen Hygiene", 2. Aufl., Wiesbaden 1901, S. 241, schmeckt ein sehr hartes Wasser (30—40 deutsche Grade) dem Ungewohnten anfangs zuweilen nicht besonders, doch tritt schnell Gewöhnung ein. Von anfänglichen Störungen der Magendarmfunktion hat Lehmann nicht viel in Erfahrung bringen können.

In der Enzyklopädie für Hygiene von R. Pfeiffer und B. Proskauer, Leipzig 1905, Bd. 2, S. 510, äußert sich Proskauer über diese Frage wie folgt:

„Es gibt eine große Reihe nicht nur einzelner Häuser, sondern ganzer Ortschaften, deren Wasser eine Härte bis 100 deutsche Grade aufweist, ohne daß sich auch nur eine Spur von Gesundheitsschädigung bemerkbar gemacht hätte, wie es andererseits auch weite Bezirke gibt, deren Wasser sehr weich ist (0,5 deutsche Härtegrade). Auch im letzteren Falle haben sich gesundheitliche Störungen nicht gezeigt."

Von Städten, die hartes bezw. sehr hartes Wasser besitzen, seien einige angeführt: Biebrich, Göttingen, Pankow, Stuttgart, Würzburg. Von Städten mit weichem Wasser bezw. sehr weichem Wasser seien genannt: Chemnitz, Freiberg, Görlitz, Unna.

Digitized by Google

Zur schnellen Orientierung, ob ein Wasser hart ist, hat man bei der Prüfung auf Ammoniak mit Neßlers Reagens häufig schon einen recht guten Anhaltspunkt. Tritt, wie bereits beim Ammoniaknachweis näher erwähnt, bei Zusatz von Neßlers Reagens zu dem betreffenden Wasser sogleich oder innerhalb 1—2 Minuten eine weißliche Trübung oder Flockenbildung ein, so sind in der Regel mehr als 18 Härtegrade vorhanden. Auf eine derartige Untersuchung der Härte kann man sich in vielen Fällen an Ort und Stelle schon begnügen, zumal bei einiger Übung aus dem Grade der Trübung bezw. Flockenbildung auch ein gewisses Urteil über höhere vorkommende Härtegrade gebildet werden kann.

Möchte man eine genauere Härtebestimmung sogleich ausführen, so kommt nach meinen Untersuchungen am besten das altbewährte Clarksche Verfahren, modifiziert nach Faißt und Knauß, mit titrierter Seifenlösung in Betracht, das bei einiger Übung ausgezeichnete Resultate[1]) liefert. Zwecks Ausführung einer Härtebestimmung mit Seifenlösung vergleiche man die bekannten Handbücher über Wasseruntersuchungen.

Härtebestimmuugen können jederzeit an eingesandten Wasserproben im Laboratorium noch ausgeführt werden, ohne daß im allgemeinen nennenswerte Veränderungen zu befürchten sind.

Bestimmung der Reaktion des Wassers.

Die Reaktion des Wassers wird mit empfindlichem Lackmuspapier bestimmt. Ein kleines, ca. 10 ccm fassendes Porzellanschälchen, das zweckmäßig mit dem zu prüfenden Wasser vorher mehrmals ausgespült wird, füllt man mit dem frisch entnommenen Wasser. Ein

[1]) Klut, Über vergleichende Härtebestimmungen im Wasser. Mitteilg. d. Kgl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorg. etc. Heft 10. Berlin 1908, und Zeitschr. f. Medizinalbeamte 1908. S. 16.

Digitized by Google

roter und blauer Lackmusstreifen werden etwa bis zur Hälfte in der Weise hineingelegt, daß beide sich nicht berühren. Nach etwa 5—10 Minuten beobachtet man, ob eine Verschiedenheit der Färbung an den Streifen eingetreten ist. Man muß diese Zeit ziemlich genau innehalten, weil die Mehrzahl der Wässer gegen Lackmus anfangs neutral reagieren; erst nach und nach wirken die im Wasser gelöst enthaltenen Substanzen auf den Indikator ein. Das fast in jedem Wasser gelöst enthaltene Kalzium- und Magnesiumbikarbonat reagieren nur allmählich auf den obigen Farbstoff; und zwar, trotzdem beide Verbindungen als sogenannte saure Karbonate bezeichnet werden, ist die Reaktion je nach dem Gehalte eines Wassers an diesen Salzen schwach bis deutlich alkalisch. Der rote Lackmusstreifen wird also gebläut.

Wird rotes Lackmuspapier gebläut und blaues gerötet, was zuweilen stattfindet, so spricht man von amphoterer Reaktion.

Die Ausführung dieser Bestimmung am Orte der Entnahme ist von nicht unwesentlicher Bedeutung, da bei der späteren Prüfung im Laboratorium bereits Veränderungen an dem Wasser vor sich gegangen sein können. Wässer, die beispielsweise freie Kohlensäure gelöst enthalten und demgemäß auf Lackmuspapier mehr oder weniger sauer reagieren, können durch den Transport diese zum Teil verloren haben. Die saure Reaktion eines Wassers wird auch vielfach durch die Anwesenheit organischer Säuren besonders Huminsäuren bedingt, welche aus torfreichen Bodenschichten — Moorland — stammen. Im allgemeinen weisen aber die meisten Trinkwässer eine schwach alkalische Reaktion gegen Lackmus auf. Wässer mit saurer Reaktion wirken mehr oder weniger aggressiv auf Metalle, Mörtel usw.[1]).

---

[1]) H. Wehner, Sauerkeit der Gebrauchswässer. 1904. S. 4 u. 76. Ferner J. Barth, Techn. Gemeindeblatt 1908. Nr. 24, u. Chem.-Zeitg. 1905. Nr. 97, u. Zeitschr. f. Untersuchung d. Nahrungs- u. Genußm. 1905. Bd. 10. Heft 1 u. 2. Zerstörung eines Betonkanals durch saure Wässer.

Digitized by Google

In erster Linie kommt in hygienischer Hinsicht die Angreifbarkeit solcher sauren Wässer auf Bleileitungen in Betracht. Man kann von vornherein annehmen, daß sauer reagierende Wässer fast stets bleilösende Eigenschaften besitzen [1]). Ferner eignen sich solche Wässer nicht zum Kesselspeisen, da sie Korrosionserscheinungen hervorrufen können [2]).

Bakteriologische Untersuchung.

Die bakteriologische Wasseruntersuchung hat im Grunde genommen den Zweck, festzustellen, ob ein Wasser pathogene Bakterien enthält oder nicht. Da aber der direkte Nachweis dieser (Typhus-, Ruhr- und Cholerabazillen kommen hauptsächlich in Betracht) sehr schwierig ist, so begnügt man sich meist mit der Feststellung gewisser Indikatoren und schließt von diesen auf die Beschaffenheit des Wassers in gesundheitlicher Beziehung. Solche Indikatoren sind die Keimzahl und der Nachweis einer etwa vorhandenen Fäkalverunreinigung des betreffenden Wassers.

Die Keimzählung mittelst Gelatineplatten ist zurzeit wohl noch die am meisten angewendete Methode

---

1) Houston, On lead-poisoning and water supplies. Report by Dr. Houston on moorland waters in regard of their action on lead. (Thirthieth annual Report of the local Government board 1900/01. Supplement in continuation of the report of the medical officier for 1900/01. London 1903. Vol. I and II.

— Kühnemann, Über die Verwendbarkeit verschiedener Rohrmaterialien für Hauswasserleitungen mit besonderer Berücksichtigung der Bleiröhren. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Med.- u. öffentl. Sanitätswesen. 3. Folge. 1904. S. 338. Nr. 3.

— H. Wehner, l. c. S. 23.

2) Tiemann-Gärtner, Untersuchung u. Beurteilung d. Wässer. 4. Aufl. 1895. S. 769.

— Zeitschr. d. Ver. deutsch. Ing. 1896. S. 609, u. H. Ost, Lehrbuch d. chem. Technologie. 6. Aufl. Hannover 1907. S. 44 ff.

Digitized by Google

bei der bakteriologischen Wasseruntersuchung. Eine ausschlaggebende Bedeutung kommt dieser Methode, soweit es sich um Trink- und Brauchwasser handelt, jedoch nur für die Beurteilung filtrierten Oberflächenwassers zu, weil eine starke Herabsetzung der Keimzahl im filtrierten Wasser ein Zeichen für das ordnungsmäßige Arbeiten der Filter ist. Ein befriedigendes Filtrat soll beim Verlassen des Filters in der Regel nicht mehr als ungefähr 100 Keime im Kubikzentimeter enthalten[1]). Bei der Untersuchung von Grundwasser hat dagegen die Keimzählung nur eine untergeordnete Bedeutung. Vor allem muß besonders betont werden, daß die Grenzzahl von ca. 100 Keimen, die für filtriertes Oberflächenwasser im allgemeinen ihre Giltigkeit hat, auf Grundwasser nicht anwendbar ist. Grundwasser aus Quellen und Tiefbrunnen muß vollkommen oder doch fast keimfrei sein, wenn anders es in gesundheitlicher Beziehung nicht beanstandet werden soll. Insofern hat allerdings die Anlegung von Gelatineplatten auch bei der Untersuchung von Grundwasser einen Zweck[2]). Ganz zwecklos ist es dagegen, bei den gewöhnlichen flachen Kesselbrunnen eine Keimzählung vorzunehmen. Hierbei kann mitunter die Feststellung einer Keimzahl selbst bis zu mehreren Hundert Keimen im Kubikzentimeter ganz belanglos sein, weil im Brunnenkessel Gelegenheit zur Bakterienvermehrung gegeben ist, so daß die wirkliche Zahl der im Grundwasser vorhandenen Keime nicht zu ermitteln ist. Ein schwacher Punkt der Gelatineplattenmethode ist der, dass es mit ihr nicht möglich ist, solche Keime, die ein Zeichen bedenklicher Verunreinigung des Wassers sind, von harmlosen Bakterien in praktisch anwendbarer Weise zu unterscheiden. Ein weiterer Nachteil dieser Methode ist es, daß nur geringe Mengen Wasser (höchstens einige Kubikzenti-

1) Grundsätze f. d. Reinigung von Oberflächenwasser durch Sandfiltration. Rundschreiben des Reichskanzlers vom 13. Jan. 1899.

2) H. Kühl, Die bakteriologische Untersuchung d. Wassers. Apothekerzeitg. 1908. S. 62—63.

Digitized by Google

meter) wirklich untersucht werden, so daß es sehr Sache des Zufalls ist, ob die kleine Probe wirklich ein richtiges Bild von der Beschaffenheit des Wassers gibt.

Frei von allen diesen genannten Mängeln ist die andere Methode des Nachweises von Fäkalverunreinigung im Wasser, wofür Eijkman[1]) eine sehr handliche Probe angegeben hat. Diese beruht darauf, daß das typische B. coli der Warmblüter (Mensch, Säugetiere und Vögel) auch bei höherer Temperatur (46°) in traubenzuckerhaltigen Nährlösungen noch Gärung hervorruft, eine Eigenschaft, die bisher bei keinem harmlosen Wasserkeim gefunden worden ist. Die Eijkmansche Probe, deren Ausführung außerdem leichter ist als die Anlegung von Gelatineplatten, hat den großen Vorteil, daß mit Leichtigkeit 100 ccm Wasser und mehr zur Untersuchung herangezogen werden können. Infolgedessen ist der Rückschluß von dem Ausfall der Eijkmanschen Probe auf die Beschaffenheit des betreffenden Wassers ein sicherer als von dem Aussehen der Gelatineplatten. Ferner ist die Eijkmansche Probe ein besserer Indikator für bedenkliche Verunreinigungen eines Wassers, weil durch sie die harmlosen Wasserbakterien ausgeschaltet werden, während auf der Gelatineplatte die an niedrigere Temperaturen gewöhnten Keime, das sind die nichtpathogenen, gerade am besten gedeihen. Die pathogenen Bakterien, bei denen eine Verbreitung durch das Wasser in Betracht kommt, werden hauptsächlich oder ausschließlich mit den Fäkalien ausgeschieden; daher ist ein Wasser, bei dem Fäkalverunreinigung nachzuweisen ist, stets gefährdet, gelegentlich auch einmal mit den oben genannten pathogenen Bakterien infiziert zu werden.

---

[1]) Eijkman, Die Gärungsprobe bei 46° als Hilfsmittel bei der Trinkwasseruntersuchung. Zentralbl. f. Bakt. etc. 1904. I. Abt. Orig.-Bd. 37. S. 742, und Nowack, Anstaltsmitteilungen 1907. Heft 9. Ferner F. Worthmann, Anstaltsmitteilungen 1907. Heft 9. S. 185. J. Petruschky u. H. Pusch, Zeitschr. f. Hygiene u. Infektionskrankheiten 1903. S. 304 ff.

Digitized by Google

Zwecks Ausführung der Eijkmanschen Probe verwendet man zur Untersuchung bei Trinkwasser im allgemeinen 100 ccm. Das Ansetzen der Probe geschieht in folgender Weise:

100 ccm des betreffenden Wassers werden zu 15 ccm Eijkmanscher Nährlösung (10 g Traubenzucker, 10 g Pepton. siccum Witte, 5 g Kochsalz und 100 ccm Aq. dest.) in einem Gärkolben zugesetzt und bei 46° 24 Stunden lang gehalten. Ist innerhalb dieser Zeit keine Gasbildung im Kolben aufgetreten, so empfiehlt es sich, 100 ccm des betreffenden Wassers mit gleichen Teilen Nährbouillon bei 37° 24 Stunden lang anzureichern, von dieser Bouillonanreicherung etwa 1 ccm im Dunbarschen Gärröhrchen mit verdünnter Eijkmanscher Lösung (1 g Traubenzucker, 1 g Pepton. siccum Witte, 0,5 g Kochsalz und 100 ccm Aq. dest.) zu versetzen und 24 Stunden bei 46° zu halten. In manchen Fällen gelingt es auf diese Weise, noch einen positiven Ausfall der Eijkmanschen Probe zu erzielen, d. h. den Nachweis fäkaler Verunreinigung des Wassers zu führen. Vergl. K. Nowack, Mitt. d. Königl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorg. etc. Heft 9. Berlin 1907. S. 202 ff. Um Zeit zu sparen, kann man natürlich auch gleich von vornherein diese Bouillonanreicherung mit ansetzen.

Bei Oberflächenwasser[1]) stellt man die Eijkmansche Probe mit 1 ccm bezw. Bruchteilen eines ccm an und verwendet hierzu Dunbarsche Gärröhrchen, die mit verdünnter — 1%iger — Eijkmanscher Lösung 24 Stunden bei 46° gehalten werden.

Die im vorstehenden erwähnten Apparate werden von der Firma Paul Altmann Berlin NW. 6 aus sterilisierfähigem Glas vorschriftsmäßig angefertigt.

Fig. 8 zeigt einen Glaskolben zur Aufnahme von ca. 100 ccm Wasser. Preis 1,50 Mk.

---

[1]) Vergl. auch Kißkalt u. Hartmann, Praktikum der Bakteriologie und Protozoologie. Jena 1907.

Digitized by Google

Fig. 9 do. mit federndem Metallfuß. Preis 2,50 Mk.
Fig. 10. Gärröhrchen nach Dunbar. Preis 0,20 Mk.

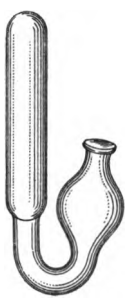


Fig. 8. Gärungskolben nach Eijkman.

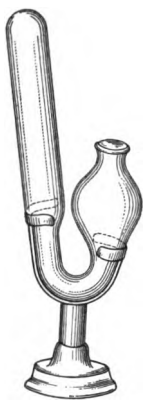


Fig. 9. Gärungskolben nach Eijkman mit Fuß.

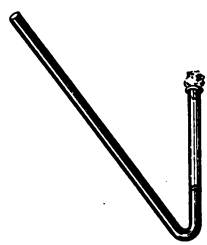


Fig. 10. Dunbarsches Gärröhrchen.

Die Eijkmansche Probe als Indikator für Fäkalverunreinigung ist bisher in der Literatur — vergl. J. Bulir[1]), Christian[2]), C. Hagemann[3]), G. Neumann[4]) und J. Thomann[5]) — als durchaus zuverlässig bezeichnet worden. Kruse-Bonn[6]) kommt allerdings zu einem abweichenden Ergebnis.

---

1) Archiv f. Hygiene 1907. Bd. 62. S. 1—13.

2) Archiv f. Hygiene 1905. Bd. 54. S. 386.

3) Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Medizin u. öffentl. Sanitätswesen. 3. Folge. 1905. Bd. 29. Heft 2. S. 424.

4) Archiv f. Hygiene 1906. Bd. 59. Heft 2. S. 174.

5) Schweizer. Wochenschr. Chem. u. Pharm. 1906. S. 113. Ferner Hygienische Rundschau 1907. S. 857.

6) Zeitschr. f. Hygiene u. Infektionskrankheiten 1908. Bd. 59. S. 6—94.

Digitized by Google

Entnahme von Wasserproben. Die erste Vorbedingung für jede bakteriologische Wasseruntersuchung ist die einwandfreie Entnahme der betreffenden Wasserproben [1]).

Aus Pumpbrunnen [2]) fängt man das zu prüfende Wasser in sterilen Reagenzgläschen nach Abbrennen ihres Randes nach längerem — 20—30 Minuten dauerndem — Abpumpen auf. Aus offenen Brunnen, Quellen, Wasserläufen usw. entnimmt man die Wasserprobe durch Herablassen eines sterilen, beschwerten Röhrchens an einer Schnur, oder man verwendet hierzu besondere Apparate [3]), welche auch zur Entnahme von Wasser aus größeren Tiefen dienen. — „Abschlagapparate."

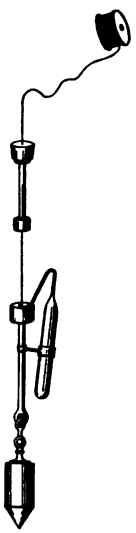


Fig. 11. Abschlagapparat nach Sclavo-Czaplewski.

Von den zahlreichen in der Praxis gebräuchlichen Apparaten sei einer abgebildet, der sich stets gut bewährt hat. Es ist dies der nach Sclavo-Czaplewski konstruierte Abschlagapparat, bei dem ein Senklot mit einer Metallklammer an einer Schnur in die Tiefen hinabgelassen wird. In dieser Klammer befindet sich ein luftleeres Glasröhrchen, bei dem in der gewünschten Tiefe ein Ansatzröhrchen mittelst eines Fallgewichtes zerschlagen wird, so daß das zu untersuchende Wasser in das Glasröhrchen eintritt (Fig. 11). Preis komplett ca. 18 Mk.

---

[1]) Vergl. C. Günther, Einführung in das Studium der Bakteriologie. 6. Aufl. Leipzig 1906. S. 270 ff.

[2]) R. Abel, Bakteriologisches Taschenbuch. 11. Aufl. Würzburg 1907.

[3]) Schuhmacher, Gesundheitsingenieur 1904. S. 418 ff. und Abschnitt über: „Die Bestimmung des in Wasser gelösten Sauerstoffes", wo zwei bakteriologische Abschlagapparate ebenfalls beschrieben werden.

Digitized by Google

Bei neu angelegten Brunnen sind bakteriologische Untersuchungen erst einige Zeit nach der Ausführung der Wasserfassung vorzunehmen. Sollen Brunnen, Wasserläufe etc. auf pathogene Bakterien untersucht werden, so muß auch nach Rubner, Archiv f. Hygiene 1903, Bd. 46, S. 14, der Bodenschlamm berücksichtigt werden.

Das Anlegen der Platten hat tunlichst sofort nach der Entnahme, spätestens aber nach drei Stunden zu erfolgen; im letzteren Falle sind die entnommenen Proben während der wärmeren Jahreszeit in Eis verpackt zu transportieren. Da man bei Bestimmung der Keimzahl je nach dem verwendeten Nährboden, der Bebrütungstemperatur, der Dauer der Bebrütung und der bei der Zählung angewendeten Vergrößerung bei ein und derselben Wasserprobe recht verschiedene Keimzahlen erhalten kann, ist es, um die einzelnen Untersuchungsresultate miteinander vergleichen zu können, unbedingt notwendig, stets dieselbe Methode anzuwenden. Es ist deshalb vom Kaiserl. Gesundheitsamt eine Nährgelatine von ganz bestimmter Zusammensetzung angegeben. Ferner soll die Zählung der Kolonien bei einer Bebrütungstemperatur von 22° nach 48 Stunden unter Anwendung einer Lupe von bestimmter Vergrößerung erfolgen.

Nachstehend die Vorschrift für die Zubereitung der Nährgelatine:

Fleischextraktpepton-Nährgelatine.

Fleischextraktpepton-Nährgelatine. (Grundsätze für die Reinigung von Oberflächenwasser durch Sandfiltration.)

Zwei Teile Fleischextrakt Liebig 2
Zwei Teile trockenes Pepton Witte 2
und
Ein Teil Kochsalz 1
werden in

Digitized by Google

Zweihundert Teilen Wasser 200
gelöst; die Lösung wird ungefähr eine halbe Stunde im Dampfe erhitzt und nach dem Erkalten und Absetzen filtriert.

Auf neunhundert Teile der Flüssigkeit . . . 900
werden

Einhundert Teile feinste weiße Speisegelatine 100
zugefügt und nach dem Quellen und Erhitzen der Gelatine wird die Auflösung durch (höchstens halbstündiges Erhitzen im Dampfe bewirkt.

Darauf werden der siedendheißen Flüssigkeit
dreißig Teile Normalnatronlauge[1] . . . 30
zugefügt und jetzt tropfenweise so lange von der Normalnatronlauge zugegeben, bis eine herausgenommene Probe auf *glattem*, blauviolettem Lackmuspapier neutrale Reaktion zeigt, d. h. die Farbe des Papiers nicht verändert. Nach viertelstündigem Erhitzen im Dampfe muß die Gelatinelösung nochmals auf ihre Reaktion geprüft und wenn nötig, die ursprüngliche Reaktion durch einige Tropfen der Normalnatronlauge wieder hergestellt werden. Alsdann wird der so auf den Lackmusblauneutralpunkt eingestellten Gelatine

Ein und ein halbes Teil kristallisierte, glas-
blanke (nicht verwitterte) Soda[2] . . . . $1^1/_2$
zugegeben und die Gelatinelösung durch weiteres, halb- bis höchstens dreiviertelstündiges Erhitzen im Dampfe geklärt und darauf durch ein mit heißem Wasser angefeuchtetes, feinporiges Filtrierpapier filtriert.

Unmittelbar nach dem Filtrieren wird die noch warme Gelatine zweckmäßig mit Hilfe einer Abfüll-

[1]) An Stelle der Normalnatronlauge kann auch eine vierprozentige Natriumhydroxydlösung angewandt werden. Vergl. auch Veröffentlichungen des Kaiserl. Gesundheits-Amtes 1899. S. 108.

[2]) Statt 1,5 Gewichtsteile krist. Soda können auch 10 Raumteile Normal-Sodalösung genommen werden.

Digitized by Google

vorrichtung, z. B. des Treskowschen Trichters in sterilisierte (durch einstündiges Erhitzen auf 130 bis 150° im Trockenschranke) Reagenz-Röhren in Mengen von 10 ccm eingefüllt und in diesen Röhren durch einmaliges 15 bis 20 Minuten langes Erhitzen im Dampfe sterilisiert. Die Nähr-Gelatine sei klar und von gelblicher Farbe. Sie darf bei Temperaturen unter 26° nicht weich und unter 30° nicht flüssig werden, Blauviolettes Lackmuspapier werde durch die verflüssigte Nähr-Gelatine deutlich stärker gebläut. Auf Phenolphthalein reagiere sie noch schwach sauer.

Anschließend hieran seien noch einige kurze Bemerkungen über den Wert bakteriologischer Untersuchungen bei Oberflächenwässern gemacht. Flußverunreinigungen geringeren Grades z. B. hervorgerufen durch Einleiten von häuslichem Abwasser in den Vorfluter lassen sich häufig chemisch fast nicht nachweisen, während mittelst der üblichen Keimzählung meist noch eine nachteilige Beeinflussung des Flusses sich bemerkbar macht. Vergl. u. a. Salomon, Über bakteriologische, chemische und physikalische Rheinwasseruntersuchungen, Vierteljahrsschrift f. gerichtl. Medizin. u. öffentl. Sanitätswesen 1901. 3. Folge. 21. Suppl.-Heft. In dem Anstalts-Gutachten über die Zulässigkeit der Fäkalienabschwemmung der Stadt Hanau in den Main, Mitteilung a. d. Kgl. Prüfungsanstalt f. Wasservers. u. Abwässerbeseitigung, Heft 5, Berlin 1905, kommen die Berichterstatter M. Marsson, O. Spitta u. K. Thumm zu folgendem Schluß (S. 88): „Eine Verunreinigung des Mainstroms durch die Hanauer Abwässer läßt sich zurzeit chemisch kaum nachweisen. Die bakteriologische Untersuchung dagegen zeigt deutlich die Verunreinigung des Flußwassers durch die Hanauer Sielwasser an.“ In dieser Hinsicht hat die quantitative Feststellung des Bakteriengehaltes für die Beurteilung des Reinheitsgrades vom Oberflächenwasser oft eine nicht unwesentliche Bedeutung. Vergl. auch C. Günther l. c. S. 289.

Digitized by Google

Prüfung auf Eisen.

Viele Grundwässer, namentlich diejenigen der norddeutschen Tiefebene, zeichnen sich, wie die Erfahrung lehrt, durch einen nicht unbedeutenden, ja bisweilen sogar recht hohen Eisengehalt[1]) aus. In den meisten Fällen ist das Eisen in diesen Wässern in Form von doppelkohlensaurem Eisenoxydul (Ferrobikarbonat) gelöst, das eine äußerst leicht oxydierbare Verbindung darstellt. Schon durch Zutritt von wenig atmosphärischer Luft zu einem derartigen Wasser tritt nämlich unter Abspaltung von Kohlensäure Umwandlung in das im Wasser nicht lösliche Eisenhydroxyd ein, da kohlensaures Eisenoxyd (Ferrikarbonat), das theoretisch sich bilden müßte, unbeständig ist:

$$\underset{\text{Ferrobikarbonat}}{2\,Fe(HCO_3)_2} + O + H_2O = \underset{\text{Eisenhydroxyd}}{Fe_2(OH)_6} + 4\,CO_2$$

Der Vorgang der Eisenausscheidung läßt sich oft bei solchen Wässern schön beobachten. Das aus der Tiefe geförderte Wasser sieht in der Regel anfangs klar und farblos aus. Aber schon nach relativ kurzer Zeit der Aufbewahrung der Probe an der Luft erhält das Wasser einen leichten Schleier, welcher zusehends an Stärke zunimmt. Das Wasser wird bei gleichzeitiger Gelbfärbung sodann opalisierend und schließlich milchig trübe. Unter Abscheidung von gelbbraunen Flöckchen von Eisenhydroxyd klärt es sich endlich meist wieder völlig und wird farblos. Bei vielen Wässern geht diese Eisenausscheidung verhältnismäßig schnell — in einigen Stunden; — bei manchen Wässern sind hierzu Tage auch wohl Wochen erforderlich. Der Grund hierfür liegt teils in dem mehr oder minder hohen Eisengehalt teils und zwar vorwiegend in der chemischen Zusammen-

[1]) Über die Art und Weise, wie ein Grundwasser eisenhaltig wird, vergl. u. a. G. Oesten, Journal f. Gasbeleuchtung u. Wasserversorg. 1908. Nr. 10. S. 203.

Digitized by Google

setzung des Wassers überhaupt. Ganz allgemein läßt sich jedoch sagen, daß durch Schütteln der betreffenden Wasserprobe mit Luft sich die Eisenausfällung in den weitaus meisten Fällen erheblich beschleunigen läßt, sofern das Eisen sich auf solche Weise überhaupt ausscheiden läßt[1]).

Gesundheitsschädlich[2]) ist der hohe Eisengehalt eines Wassers im allgemeinen nicht. Die Appetitlichkeit eines Wassers wird hierdurch aber infolge der Trübung und Bildung von braunen Eisenhydroxydflöckchen nicht unwesentlich herabgesetzt. Auch leidet der Geruch und besonders der Geschmack[3]) des Wassers stark (tintenartig, bei hohen Eisengehalten). 1,5 mg Eisen (Fe) in 1 Liter destillierten Wassers in Form von Ferrobikarbonat gelöst, konnte ich deutlich schmecken.

Für viele Wirtschaftszwecke, wie z. B. Waschen, ist der Eisengehalt direkt störend durch Erzeugung von Rostflecken. Das Eisen haftet an den im Haushalt verwendeten Gefäßen, sowie an den Gewebefasern ziemlich fest. Zur Bereitung von Kaffee, Tee etc. ist eisenhaltiges Wasser wenig oder gar nicht geeignet. Für verschiedene technische Betriebe, wie Bleichereien, Gerbereien, Färbereien, Zeugdruckereien, Wäschereien,

---

[1]) Vergl. auch L. Darapsky, Das Gesetz der Eisenabscheidung aus Grundwässern. Gesundheit 1906. Nr. 13 u. 14. Ferner Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. Nr. 52.

[2]) Vergl. M. Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 8. Aufl. Leipzig und Wien 1907. S. 366 u. 367, und C. Flügge, Grundriß der Hygiene. 6. Aufl. Leipzig 1908. S. 132—133.

[3]) Insofern entspricht alsdann ein solches Wasser nicht mehr den Anforderungen, die man an ein gutes Trinkwasser stellt. In dem gemeinsamen Erlaß der Minister der geistlichen, Unterrichts- und Medizinalangelegenheiten und des Innern vom 23. April 1907, betreffend die Gesichtspunkte für Beschaffung eines brauchbaren, hygienisch einwandfreien Wassers, Ministerial-Blatt f. Medizinal- u. med. Unterrichts-Angelegenheit. 1907. Nr. 11. S. 158—185 heißt es bei § 3: „Das Wasser selbst soll möglichst farblos, klar, gleichmäßig kühl, frei von fremdartigem Geruch und Geschmack, kurz von solcher Beschaffenheit sein, daß es gern genossen wird."

Digitized by Google

Leim-, Stärke-, Papierfabrikation, Herstellung photographischer Platten, künstlicher Zellstoffseide etc. ist eisenhaltiges Wasser nicht anwendbar. Ebensowenig eignet es sich zur Bewässerung von Gartenanlagen, zur Speisung öffentlicher Springbrunnen etc., da es die Figuren und Becken mit braunem Eisenoxyd überzieht. Ferner ist eisenhaltiges Wasser ungeeignet für eine Zentralversorgung, da es leicht Verschlammungen des Rohrsystems und die damit verbundenen Kalamitäten — als Betriebsunterbrechungen etc. — herbeiführen kann.

Oberflächenwasser, das Eisenoxydschlamm führt, ist nach B. Hofer, Allg. Fischerei-Ztg. 1894, S. 394, für Fische sehr schädlich, da sich das fein verteilte Eisen beim Atmen der Fische mit dem Atemwasser auf die Kiemen festsetzt und somit Erstickung hervorruft.

Der Eisengehalt der Grundwässer ist, wie bereits erörtert, recht verschieden. Wässer mit mehr als 10 mg Eisen (Fe) in 1 Liter beobachtet man öfters. Ein Eisengehalt von 1—3 mg Fe in 1 Liter kommt vielfach in eisenhaltigen Wässern vor. In der Regel findet man, daß die eingangs erwähnten typischen Eisenausscheidungen aus Wässern bei Berührung mit der atmosphärischen Luft erst dann eintreten, wenn der Eisengehalt mehr als 0,2 mg Fe in 1 Liter beträgt. Unter dieser Grenze treten nur selten Eisenausscheidungen ein. Es sind aber auch Fälle bekannt, bei denen das Eisen trotz eines höheren Gehaltes an Eisenverbindungen infolge der eigenartigen chemischen Zusammensetzung des Wassers ohne weiteres nicht zur Ausscheidung gelangt. Bei den vielen Wasseruntersuchungen stellte der Verfasser ebenfalls fest, daß Wässer mit relativ viel organischen Substanzen[1]) (Huminstoffen) — angezeigt durch den hohen Kaliumpermangatverbrauch — das Eisen für gewöhnlich nur schwer aus-

[1]) Dunbar, Zeitschr. f. Hygiene 1896. S. 105.

Digitized by Google

scheiden. Derartige Wässer entstammen sehr häufig moorigem Untergrund und sind in der Regel durch folgende Merkmale[1]) noch charakterisiert: Geruch: dumpfig, moorig; Geschmack: fade; Reaktion: neutral bis sauer; Farbe: je nach dem Gehalt an Huminstoffen, schwach gelblich bis gelbbraun. Für Wasserversorgungen sind daher Wässer mit einem Gehalt von mehr als 0,2 mg Fe in 1 Liter im allgemeinen nicht besonders geeignet, da dieser Umstand bereits genügt, um die bekannten Mißstände als Ablagerungen und Verstopfungen in den Röhren[2]) etc. hervorzurufen. Mit wachsendem Eisengehalt werden naturgemäß auch die Übelstände in der Regel größer. Häufig werden diese Verschlammungen noch durch das Auftreten von Eisen- und Manganbakterien, — in Frage kommen in erster Linie Chlamydothrix, Gallionella und Crenothrix — vermehrt, welche durch mächtige Wucherungen die Rohrleitungen verengen oder verschlammen können.

Besonders die Gattung Chlamydothrix besitzt häufig dicke Gallertscheiden, welche sich durch Einlagerung von Eisenverbindungen stark bräunen. Durch diese verquollenen, stark mit Eisen imprägnierten Scheiden wird das Volumen der abgelagerten Massen erheblich vermehrt.

Im Nachstehenden seien einige Literaturzitate über Eisen- und Manganbakterien im Wasser mitgeteilt:

---

[1]) Klut, Über den Nachweis von Humussubstanzen im Wasser, Pharm. Zeitg. 1906. Nr. 51. S. 777 u. 778.

[2]) Im Anschluß hieran sei kurz erwähnt, daß zur Entfernung dieser Ablagerungen aus den Rohrleitungen Nowotnys Röhren-Reinigungsapparat z. B. von der A.-G. Hannoversche Eisengießerei, Misburg in Anderten, sich in praxi gut bewährt hat. Vergl. auch B. Schorler, Die Rostbildung in den Wasserleitungsröhren. Zentralbl. f. Bakteriol. II. Abt. 1906 Bd. 15. Nr. 17 u. 18. Ferner Ermel, Ergebnisse mit Rohr reinigungsapparaten am Wasserrohrnetze der Stadt Krefeld. Journal f. Gasbeleucht. u. Wasserversorgung 1907. Nr. 30. S. 695–697.

Digitized by Google

1. Cohn, Über den Brunnenfaden (Crenothrix polyspora). Beiträge z. Biologie d. Pflanzen. Bd. 1. 1870.
2. Zopf, W., Untersuchung über Crenothrix polyspora, die Ursache der Berliner Wasserkalamität. Berlin. 1879.
3. Molisch, Hans, Die Pflanze in ihren Beziehungen zum Eisen. Jena 1892.
4. Rullmann, W., Die Eisenbakterien in Franz Lafar, Handbuch der techn. Mykologie. Bd. 3. Abschnitt II. S. 193—213. Jena 1904—1906.
5. v. Raumer, E., Über das Auftreten von Eisen und Mangan in Wasserleitungswasser. Zeitschr. f. analyt. Chemie. Bd. 42. S. 590. 1903.
6. Beythien, A., Hempel, H., Kraft, L., Beiträge zur Kenntnis des Vorkommens v. Crenothrix polyspora in Brunnenwässern. Zeitschr. f. Untersuch. d. Nahrungs- und Genußm. Bd. 7. 1904. S. 215.
7. Schorler, B., Die Rostbildung in den Wasserleitungsröhren. Zentralblatt f. Bakteriologie, Parasitenkunde u. Infektionskrankheiten. 1906. Bd. 15. Abteilg. II. S. 564, ferner 1904. Bd. 12. Abteilg. II. S. 681. Beiträge z. Kenntnis d. Eisenbakterien.
8. Adler, O., Über Eisenbakterien in ihrer Beziehung zu den therapeutisch verwendeten natürlichen Eisenwässern. Zentralblatt f. Bakteriologie. 1904. Bd. 11. Abteilg. II. S. 215 u. 277.
9. Migula, System der Bakterien. Jena 1897—1900.
10. Kolkwitz, R., Biologie der Sickerwasserhöhlen, Quellen und Brunnen. Journal f. Gasbeleuchtung und Wasserversorgung. 1907. Nr. 37.

Unter dem massenhaften Auftreten von Eisen- und Manganbakterien neben zum Teil hohem Eisengehalt im Wasser haben viele Städte z. B. Bamberg, Berlin, Charlottenburg, Dessau, Erlangen, Frankfurt a. O., Halle, Kiel, Königsberg i. Pr., Leipzig, Potsdam, Prag etc. leiden müssen. Durch ein geeignetes Enteisenungsverfahren mit anschließender Filterung solcher Wässer lassen sich im allgemeinen diese Übelstände beseitigen.

In der Praxis besteht ein Bedürfnis, die Höhe des Eisengehaltes in bestimmte Klassen[1]) einzuteilen. Bei dieser Gruppierung wird man den Anforderungen, die

[1]) Klut, Gesundheit 1907. Nr. 19.

Digitized by Google

bei größeren Zentralwasserversorgungen zu stellen sind, zu unterscheiden haben von den Bedürfnissen der Wasserversorgung im kleinen, wie bei Brunnen, kleineren Quellwasserleitungen etc.

I. Für größere Zentralwasserversorgungen kann man einen Eisengehalt bis zu 0,2 mg Fe in 1 Liter Wasser als gering bezeichnen, weil er in solchen Fällen keine erheblichen Störungen im Betriebe und in der Verwendung hervorruft und eine künstliche Enteisenung des Wassers nicht absolut notwendig ist.

Für gewisse technische Betriebe[1]), z. B. Färbereien, Wäschereien, Papierfabrikation etc. etc. wäre indessen als Grenze des zulässigen Eisengehaltes bei dem zur Verwendung gelangenden Wasser schon 0,1 mg Fe in 1 Liter anzusehen, wenn nicht wie bei Kunstbleichereien, Fabrikation sehr feiner weißer Papiere auch diese Menge bereits stören kann, und nur ein nahezu eisenfreies Wasser brauchbar ist. Eine dauernde gleichmäßige Herabsetzung des Eisengehaltes eines Wassers bis 0,1 mg Fe in 1 Liter dürfte daher auch für die meisten technischen Zwecke ausreichend sein.

Inwieweit eine derartige Reduktion des Eisens in der Praxis durchführbar ist, hängt einmal von der chemischen Zusammensetzung des betreffenden Wassers, andererseits von dem geübten Enteisenungsverfahren und der mehr oder weniger leichten Ausfällbarkeit des Eisens ab. Wässer mit einem Gehalt unter 0,05 mg Fe in 1 Liter nach erfolgter Enteisenung sind mir häufig begegnet.

Als mittlerer Eisengehalt wäre ein solcher von 0,2 bis 1,5 mg Fe in 1 Liter Wasser anzusehen. Eine Enteisenung ist bei dieser Gruppe von Wässern, sobald sie zur Speisung größerer Wasserleitungen herangezogen werden, entschieden nötig; sie macht aber in der Regel keine besonderen Schwierig-

[1]) Vergl. auch Welwart, Eisenfreies Wasser in der Textilindustrie. Chem.-Zeitg. 1907. S. 329.

Digitized by Google

keiten, selbst wenn die Enteisenungsanlage in das Drucksystem eingeschaltet ist. Mehr als 1,5 bis 3 mg Fe in 1 Liter Wasser wird wenigstens in der norddeutschen Tiefebene seltener angetroffen. Die Entfernung des Eisens macht bei derartigen Wässern manchmal schon gewisse Schwierigkeiten. Man darf vielleicht daher bei mehr als 3 mg Fe in 1 Liter von einem hohen Eisengehalte der Wässer sprechen.

Über geeignete Verfahren zur künstlichen Enteisenung von Wasser vergl. u. a. G. Oesten in A. Frühling: Der Wasserbau. 3. Teil des Handbuches der Ingenieurwissenschaften. Band III: Die Wasserversorgung der Städte. 4. Aufl. Leipzig 1904. O. Kröhnke, Die Reinigung des Wassers. Stuttgart 1900. Wolff, Theorie und Praxis der Grundwasserenteisenung. Offizieller Bericht über die XVIII. Hauptversammlung des Preuß. Medizinalbeamten-Vereins zu Berlin 1901. S. 42 bis 59, u. H. Többen, Gesundheits-Ing. 1907. Nr. 46 u. 47.

II. Für kleinere Verhältnisse muß man die Gruppe I zweckmäßig etwas erweitern.

Häufig erfordert bei Brunnen und kleinen Wasserleitungen, die fast ausschließlich für Trink- und Wirtschaftszwecke dienen, auch ein Eisengehalt von 0,2—0,5, ja auch noch 0,75 mg Fe in 1 Liter Wasser nicht durchaus eine künstliche Entfernung, so daß man in diesen Fällen einen Eisengehalt bis zu 0,75 mg Fe in 1 Liter Wasser noch als gering ansehen kann.

Darüber hinaus läßt sich eine künstliche Enteisenung schlecht umgehen, wenn das geförderte Wasser allgemeinere Verwendung zu Trink- und Wirtschaftszwecken finden soll.

Über die zweckmäßigste Art der Enteisenung von Wasser im kleinen vergl. u. a. meine Veröffentlichung in der Pharmazeutischen Zeitung 1906. Nr. 86.

Es darf wohl als selbstverständlich vorausgesetzt werden, daß obige Klassifizierung nur einen ungefähren Anhalt für die Beurteilung der Höhe des Eisengehaltes eines Wassers bieten kann.

Digitized by Google

Bei Erschließung eines neuen Grundwasserreservoirs zwecks Anlage eines Wasserwerkes oder auch Einzelbrunnens ist neben einer Reihe anderer Fragen häufig eine der wichtigsten diejenige nach dem Eisengehalt des betreffenden Wassers; und es ist meist sehr erwünscht, schon am Orte der Entnahme sogleich zu wissen, ob und in welchem Grade das Wasser eisenhaltig ist, und ob für Wirtschafts- und technische Zwecke eine künstliche Enteisenung des Wassers erforderlich ist.

Als Reagens zum Nachweis von Eisenoxydulverbindungen[1]) im Wasser, wie solche ja vorwiegend in vielen Grundwässern vorhanden sind, hat sich allgemein die vom Verfasser empfohlene 10prozentige Natriumsulfidlösung sehr gut bewährt[2]). Das zur Verwendung gelangende Natriumsulfid muß chemisch rein sein. Das im Handel erhältliche Natriumsulfid ist meist nicht von genügender Reinheit. Es enthält häufig störende Polysulfide. Ich benutze nur das von der Firma C. A. F. Kahlbaum in Berlin erhältliche chemisch reine Schwefelnatrium ($Na_2S + 9H_2O$); es bildet farblose, hygroskopische Kristalle, die sich in Wasser leicht lösen. Die farblose, alkalisch reagierende Lösung in destilliertem Wasser ist in braunen, gut schließenden Glasstöpselgefäßen haltbar. Um das Einkitten des Stopfens zu verhüten, ist es zweckmäßig, ihn mit Paraffinsalbe gut einzufetten.

Bei Ausführung der Prüfung eines Wassers auf Eisen versetzt man am besten in einem Zylinder aus farblosem Glase von 2—2,5 cm lichter Weite, ca. 30 cm Höhe und ebenem Boden, der durch Lacküberzug oder

---

1) Über die sonstigen Methoden des Eisennachweises im Wasser vergl. meine Arbeiten: Mitteilungen aus der Königl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung. Heft 8. 1907 und Journal f. Gasbeleuchtung u. Wasserversorg. 1907. Nr. 39. S. 898 ff.

2) Finger, Wasserversorg. in d. Marschen. Klinisches Jahrbuch 1908. Bd. 19.

Digitized by Google

noch besser mit abnehmbarer schwarzer Metallhülse etc. gegen seitwärts einfallendes Licht geschützt ist — vergl. die nebenstehende Abbildung — das auf Eisen zu untersuchende Wasser mit ca. 1 ccm Natriumsulfidlösung. Man blickt von oben durch die Wassersäule auf eine in einiger Entfernung (3—4 cm) befindliche weiße Unterlage, z. B. eine Porzellanplatte. Je nach der vorhandenen Eisenmenge tritt sogleich oder innerhalb kurzer Zeit — 2—3 Minuten — eine grüngelbe, unter Umständen bis braunschwarze Färbung ein. Das im Wasser vorhandene Eisen wird hierbei in Ferrosulfid verwandelt, welches in kolloidaler Form in Lösung bleibt. Bei geringen Eisenmengen im Wasser ist es ratsam, zum Vergleich stets den Versuch mit einem eisenfreien Wasser, am besten destillierten, anzustellen oder aber auch das ursprüngliche, nicht mit dem Reagens versetzte Wasser anzuwenden. Auf diese Weise lassen sich noch 0,15 mg Fe in 1 Liter Wasser erkennen. Unter 0,5 mg Fe ist der Farbenton meist grünlich, darüber hinaus mehr grüngelb und bei noch mehr Eisen dunkelgrün, braun bis braunschwarz. Bei einem Eisengehalt von 1 mg Fe in 1 Liter aufwärts kann man die Grünfärbung schon in einem Reagenzglase im Verlauf von 2—3 Minuten schön beobachten.

Fig. 12. Schaurohr.

Sollten, was wohl selten der Fall ist, noch andere Schwermetalle im Wasser vorhanden sein — in Frage kommt neben Kupfer hauptsächlich Blei —, so tritt hierbei ebenfalls durch Natriumsulfid diese Färbung ein. Liegt eine solche Möglichkeit vor, so säuert man die gefärbte Flüssigkeit mit einigen ccm konzentrierter Salzsäure an. Ist nur Eisen vorhanden, so muß die Färbung verschwinden, da Ferrosulfid in verdünnter Salzsäure leicht löslich ist. Wird dagegen kein Unterschied wahrgenommen, so ist Blei bezw. Kupfer zugegen; Metalle, deren Sulfide in verdünnter Salzsäure nicht löslich sind.

Digitized by Google

Im Anschluß daran sei noch erwähnt, daß auf Eisenoxydverbindungen Schwefelnatrium weit weniger intensiv reagiert. Es beruht dies darauf, daß die Ferriverbindungen zu Ferroverbindungen reduziert werden unter Abspaltung von Schwefel, der in fein verteiltem Zustande durch seine weißliche Färbung stört:

$$Fe_2(OH)_6 + 3Na_2S = 2FeS + 6NaOH + S.$$

Handelt es sich darum, auch Eisenoxydverbindungen in einem Wasser nachzuweisen, so geschieht der Nachweis am besten mit Kaliumsulfozyanat in salzsaurer Lösung. Die hierbei eintretende Rosa- bezw. Rotfärbung zeigt Ferriverbindungen an.

Die Ergebnisse der Eisenuntersuchung werden von den Chemikern vielfach in verschiedener Weise angegeben teils als Eisenoxydul teils als Eisenoxyd etc. Ich würde empfehlen, das Eisen einfach als Fe anzugeben. Vergl. auch bei Mangan. Über die Verhältniszahlen genannter Verbindungen gibt die nachstehende Umrechnungstabelle Aufschluß:

Umrechnungstabelle:

	Eisen	Ferrooxyd	Ferrioxyd
1 Teil Eisen (Fe)	= 1,0	1,286	1,429
1 „ Ferrooxyd (Eisenoxydul, FeO) . .	= 0,778	1,0	1,11
1 „ Ferrioxyd (Eisenoxyd, Fe_2O_3) . .	= 0,7	0,9	1,0

Freie Kohlensäure.

Man unterscheidet bekanntlich im Wasser drei verschiedene Formen des Vorkommens von Kohlensäure:

I. Festgebundene, oder besser ausgedrückt, ganz gebundene Kohlensäure, d. h. in Monokarbonaten, z. B. Kalzium: Magnesiumkarbonat $CaCO_3$, $MgCO_3$. Die Kohlensäure ist aus diesen Verbindungen durch einfaches Kochen des Wassers nicht zu entfernen.

Digitized by Google

II. Halbgebundene Kohlensäure, d. h. in Bi- oder Dikarbonaten z. B. Kalzium-, Magnesiumbikarbonat: $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$. Die Hälfte der Kohlensäure entweicht beim Erhitzen des Wassers. Es entsteht Monokarbonat z. B. $Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + H_2O + CO_2$. Während das Kalzium- und Magnesiumbikarbonat im Wasser verhältnismäßig leicht löslich sind, besitzen ihre Monokarbonate nur eine geringe Löslichkeit[1]), sie scheiden sich daher beim Erwärmen eines solchen Wassers zum größten Teile aus. Kalzium- und Magnesiumbikarbonat bilden die vorübergehende oder temporäre, bezw. transitorische oder wissenschaftlich besser ausgedrückt Karbonathärte eines Wassers.

III. Freie Kohlensäure. Diese ist nicht an Basen gebunden, sondern als Gas oder in Form ihres Hydrates: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$ im Wasser absorbiert. Die Kohlensäure ist in Wasser leicht löslich. Nach Landolt-Börnstein, Physikalisch-chemische Tabellen. 3. Aufl. Berlin 1905. S. 223 und S. 601 löst 1 Liter Wasser bei:

0^0	1703	ccm	(Normalvol.)	=	3347 mg	CO_2
4^0	1462	„	„	=	2872 „	„
8^0	1269	„	„	=	2494 „	„
10^0	1180	„	„	=	2319 „	„
12^0	1102	„	„	=	2166 „	„
15^0	1003	„	„	=	1971 „	„

1 Liter Kohlensäure (CO_2) wiegt bei 0^0 und 760 mm Druck unter 45^0 in Meereshöhe: 1,9652 g. Die Dichte der Kohlensäure beträgt 1,52 (Luft = 1).

Im allgemeinen enthalten unsere natürlichen Wässer keine oder nur eine geringe Menge freier Kohlensäure,

[1]) In einem Liter kohlensäurefreien Wassers lösen sich noch: 34 mg $CaCO_3$ (A. W. Hofmann, Jahresber. 1865. S. 171) und 118 mg $MgCO_3$ (J. Pfeiffer. Zeitschr. f. angew. Chem. 1902. S. 200).

Digitized by Google

während halb- bezw. festgebundene Kohlensäure fast jedes Wasser enthält. In weichen Wässern habe ich öfters freie Kohlensäure in Mengen von 20—40 mg in 1 Liter gefunden.

Der Gehalt eines Wassers an Kohlensäure macht dieses wohlschmeckend[1]). Vom gesundheitlichen Standpunkte aus ist daher ein kohlensäurereiches Wasser nur günstig zu beurteilen.

Die freie Kohlensäure im Wasser hat aber in technischer Beziehung insofern eine große Bedeutung, als sie auf Metalle, ebenso auf Mörtelmaterial etc. eine zerstörende Wirkung ausübt. Hygienisch bietet sie besonders dann Interesse, wenn ein solches Wasser mit Blei, z. B. in Leitungen, in Berührung kommt, da freie Kohlensäure Wasser bleilösend macht. Bei eingehenden Versuchen mit dem Dessauer Leitungswasser fand das Kaiserl. Gesundheitsamt (Untersuchung über die Beschaffenheit des zur Versorgung der Stadt Dessau benutzten Wassers, insbesondere über dessen „Bleilösungsfähigkeit" von Paul, Ohlmüller, Heise und Auerbach. Band 23. Heft 2. Berlin 1906. S. 37):

„Bei gleichzeitiger Anwesenheit von Sauerstoff und freier Kohlensäure nimmt das Bleilösungsvermögen mit sinkendem Gehalt an freier Kohlensäure ab."

In letzter Zeit ist es besonders H. Wehner[2]) gewesen, der von neuem auf die überaus schädlichen Eigenschaften der freien Kohlensäure sowie des absorbierten Luftsauerstoffs im Wasser als Ursache der Mörtelzerstörung, Rostlust und Bleilösung hinwies. Während Kohlensäure im gewöhnlichen chemischen Sinne als eine nur schwache Säure gilt, übt sie doch

---

[1]) Ohlmüller, Untersuchung des Wassers. 2. Aufl. Berlin 1896. S. 166.

[2]) Die Sauerkeit der Gebrauchswässer. Frankfurt a. M. 1904.

Digitized by Google

in der Praxis ihre verheerende Tätigkeit[1]) aus; sie besitzt hier fast die gleichen schädigenden Eigenschaften wie verdünnte Mineralsäuren (Salz-, Salpeter- und Schwefelsäure). Befindet sich ein freie Kohlensäure enthaltendes Wasser in einem Behälter, der aus Beton besteht, oder dessen Wände aus Mauersteinen mit in Mörtel ausgefüllten Fugen hergestellt sind, oder aber die einen Verputz aus Kalk, Zement oder Traß besitzen, so wird der in diesen Materialien stets vorhandene kohlensaure Kalk hierdurch in lösliches Kalziumbikarbonat übergeführt, wodurch die Wände durchlässig werden, und sogar die Standfestigkeit des Mauerwerkes unter Umständen gefährdet werden kann.

Auf elementares Eisen wirkt freie Kohlensäure allein schon ohne Zutritt des Sauerstoffs unter Bildung von in Wasser löslichem Ferrobikarbonat[2]) und Entwickelung von Wasserstoff wie folgt ein: $2CO_2 + 2H_2O + Fe = 2H + Fe(HCO_3)_2$. Durch wiederholte Versuche im Laboratorium habe ich mich von der Richtigkeit dieser Gleichung überzeugen können. Dieses Ferrobikarbonat wird nun durch Sauerstoff, der bei der Förderung von Wasser stets mehr oder weniger hinzutritt, in unlösliches Ferrihydroxyd verwandelt, das dann die bekannten rostbraunen Ansätze im Rohrnetze zur Folge hat:

$$2Fe(HCO_3)_2 + O + H_2O = 4CO_2 + 2Fe(OH)_3.$$

Abweichend vom Eisen gestaltet sich die Einwirkung der freien Kohlensäure auf Blei. Dieses Metall muß erst im Wasser durch Luftzutritt in Bleioxyd und darauf in Hydroxyd verwandelt werden. Durch freie

---

1) Vergl. meine Original-Abhandlung im Gesundheits-Ingenieur 1907. Nr. 32. S. 517–524. Die Bedeutung der freien Kohlensäure im Wasserversorgungswesen. Ferner Scheelhaase, Über Maßnahmen gegen die angreifenden Eigenschaften des Frankfurter Grundwassers. Deutsche Bauzeitg. 1908. Nr. 24.

2) Otto Graham, Lehrbuch der Chemie, und Petit, Comptes rendus. Bd. 123. 26. 1896.

Digitized by Google

Kohlensäure allein, ohne Zutritt von Sauerstoff, wird elementares Blei im Wasser unter gewöhnlichen Verhältnissen nicht verändert bezw. gelöst.

$$Pb + O = PbO;\ PbO + H_2O = \underset{\text{(löslich)}}{Pb(OH)_2}$$

Bleihydroxyd ist in Wasser löslich und erteilt diesem eine schwach alkalische Reaktion. Lufthaltiges destilliertes Wasser sowie Regenwässer haben daher ausgesprochen bleilösende Eigenschaften. 1 Liter destilliertes Wasser mit einem Gehalt von 9,5 mg freiem Sauerstoff löst ca. 120 mg Blei (Pb). Vergl. Klut, Pharm. Ztg. 1906. Nr. 48.

Bleihydroxyd wird nun bei Gegenwart von überschüssiger Kohlensäure dem Eisen-, Kalk- und Magnesiumkarbonat analog in wasserlösliches Bleibikarbonat verwandelt:

$$Pb(OH)_2 + 2CO_2 = Pb(HCO_3)_2$$

Ist Kohlensäure nicht im Überschuß, so entsteht Bleikarbonat, welches im Wasser nur wenig löslich ist:

$$Pb(HCO_3)_2 + Pb(OH)_2 = 2H_2O + 2PbCO_3$$

Bei wenig freier Kohlensäure im Wasser entstehen basische Karbonate — Bleiweiß —, die nicht löslich sind[1]).

$$3Pb(OH)_2 + 2CO_2 = 2H_2O + \underset{\text{(basisches Bleikarbonat)}}{[2PbCO_3 + Pb(OH)_2]}$$

Bei Spuren von freier Kohlensäure im Wasser werden noch basischere ebenfalls nicht lösliche Bleikarbonate

---

[1]) Unlöslich im wissenschaftlichen Sinne dürfte wohl kein Körper in Wasser sein. Die im allgemeinen als wasserunlöslich bezeichneten Substanzen haben bei genauer Untersuchung ergeben, daß sie doch — allerdings in für die Praxis meist nicht weiter

Digitized by Google

gebildet. M. Müller[1]) hat durch eingehende Untersuchungen festgestellt, daß der Bleiangriff am größten ist, wenn die Volumina von Sauerstoff und Kohlensäure sich wie 1 : 2 verhalten. Über die bleilösenden Eigenschaften von Wässern mit freier Kohlensäure vergleiche man außerdem noch die Arbeiten von Carles[2]), Heyer[3]), Liebrich[4]) und Tergast[5]), sowie die Ansichten von Erdmann[6]) und Klinger[7]). Bezüglich

in Betracht kommender Menge — etwas löslich sind. Es seien einige Beispiele hierfür mitgeteilt:

Substanz	Formel	mg in 1 l Wasser löslich	Temperatur	Literatur
Chlorsilber	$AgCl$	1,52	18	Kohlrausch u. Rose, Zeitschr physik. Chem. Bd. 12. S. 242. 1893.
Baryumsulfat	$BaSO_4$	2,29	18	Kohlrausch u. Rose, Zeitschr. physik Chem. Bd. 12. S. 243. 1893.
Jod	J	276	15	Dietze, Ref. Chem. Zentralbl. 1898 I. 1094.
Kalomel	Hg_2Cl_2	2	18	F. Kohlrausch, Landolt-Börnstein, Physik.-Ch. Tabellen. 3. Aufl. Berlin 1905. S. 541.
Kalziumkarbonat	$CaCO_3$	34	18	A. W. Hofmann, Jahresberichte 1865. S. 171.
Magnesiumkarbonat	$MgCO_3$	118	18	Pfeiffer, Zeitschr. f. angew. Chem. 1902. S. 200.
Bleisulfat	$PbSO_4$	38,2	18	M. Pleißner, Arbeiten aus d. Kaiserl. Gesundheitsamte. Bd. 26. Berlin 1907. S. 384—443.
Bleiphosphat	$Pb_3(PO_4)_2$	0,135	19,95	Böttger, Zeitschr. physik. Chem. Bd. 46. S. 604. 1903.
Bleichlorid	$PbCl_2$	9340	18	M. Pleißner, Arbeiten aus d. Kaiserl. Gesundheitsamte. Bd. 26. Berlin 1907. S. 384—443.

1) Journ. f. prakt. Chem. 1887. S. 317.

2) Journ. Pharm. Chim. 1900. S. 517 ff.

3) Suppl. z. Deutsch. Vierteljahrsschr. f. öffentl. Gesundheitspflege. Bd. 21. 1888. S. 47 ff. und Wolffhügel, Arbeiten aus d. Kaiserl. Gesundheitsamte 1887. S. 484. Heyer, 1888.

4) Zeitschr. f. angew. Chem. 1898. S. 703 u. Chem.-Zeitg. 1898. S. 802. 860. 885.

5) Zeitschr. f. Med.-Beamte 1899. Nr. 6.

6) Lehrb. d. anorg. Chem. 4. Aufl. Braunschweig 1906. S. 676.

7) v. Richters Lehrbuch der anorg. Chemie. 7. Aufl. Bonn 1893. S. 422. Ferner Arbeiten aus dem Kaiserl. Gesundheitsamte. Bd. 23. Berlin 1906. Heft 2.

Digitized by Google

der hygienischen Bewertung eines bleihaltigen Trinkwassers verweise ich auf meine Ausführungen über den Nachweis von Blei.

Von der Löslichkeit des Bleies in kohlensäurehaltigen Wässern kann man sich leicht durch einen kleinen Laboratoriumsversuch überzeugen. Irgend ein beliebiges, aber an sich keine freie Kohlensäure gelöst enthaltendes Wasser wird, um es möglichst mit Luft zu sättigen, kurze Zeit gehörig geschüttelt; darauf leitet man etwa 5 Minuten lang Kohlendioxyd ein, bringt alsdann ein Stück von einem vorher sorgfältig gereinigten und mit Wasser nachgespülten Bleirohr, wie solches zu Hausanschlüssen verwendet wird, in die betreffende Wasserprobe hinein und läßt das Wasser über Nacht in einem verschlossenen Glasgefäße stehen. Um den Unterschied zwischen kohlensäurehaltigem und freiem Wasser besser zu beobachten, stelle man denselben Versuch mit dem ursprünglichen, aber nicht mit Kohlendioxyd behandelten, Wasser — bei gleicher Wassermenge und einem genau ebenso großen Stück Bleirohr — an. Beide Proben werden am nächsten Tage alsdann vorsichtig von den darin befindlichen Bleiröhren klar in zwei gleich hohe Bechergläser abgegossen. Man achte darauf, daß nicht etwas metallisches Blei, welches sich rein mechanisch von den Metallröhren losgelöst haben kann, in die Gläser gelangt, wodurch die Reaktion naturgemäß beeinflußt wird. Man säuert mit Essigsäure[1]) beide Wässer an und prüft auf Blei in der beim Abschnitt: „Untersuchung auf Blei“ von mir angegebenen Weise. Hierbei wird man einen deutlichen Unterschied zwischen den beiden Proben wahrnehmen können. Während in dem kohlensäurefreien Wasser durch Schwefelwasserstoff in der Mehrzahl der Fälle fast keine oder nur eine schwache Färbung je nach der chemischen Zusammensetzung des betreffenden

[1]) Man kann auch Salzsäure nehmen. Mit Essigsäure ist jedoch die Färbung wesentlich schärfer (Klut).

Digitized by Google

Trinkwassers sich bemerkbar macht, entsteht in der kohlensäurehaltigen Probe sogleich eine deutliche Braunfärbung, ja bis schwarzbraune Trübung von Schwefelblei — PbS — je nach dem Kohlensäuregehalt. Ich habe bei diesbezüglichen Versuchen auf diese Weise in solchen künstlich mit Kohlensäure angereicherten Wässern einen Bleigehalt von mehr als 10 mg Pb im Liter beobachten können.

Daß auch andere Metalle, wie z. B. Kupfer[1]), Zink[2]), durch Kohlensäure angegriffen werden, sei der Vollständigkeit halber nur erwähnt. Sie bieten jedoch weniger praktisches Interesse, da sie bei weitem nicht die gesundheitsschädlichen Eigenschaften wie das Blei besitzen — vergl. K. B. Lehmann, Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. Wiesbaden 1901. S. 239 — und gewöhnlich ihres hohen Preises wegen auch zu Leitungen nicht verwendet werden. Eine Zerstörung von Kupferröhren, die in Wasserfassungsanlagen bei Rohrbrunnen zur Anwendung gekommen sind, durch freie Kohlensäure, ist neuerdings beobachtet worden. (Prinz, Journal für Gasbeleuchtung und Wasserversorgung. S. 39. 1906.)

Über die Unschädlichmachung der freien Kohlensäure in einem Wasser durch Zusatz der berechneten Mengen von Chemikalien, wie Natriumkarbonat, Kalkstein etc. oder ihre künstliche Entfernung aus dem Wasser durch Vakuumrieselung vergleiche die Arbeiten von Kröhnke[3]), Wehner[4]), Kühnemann[5]) und

[1]) Prinz, Journal f. Gasbeleucht. u. Wasserversorg. 1906. S. 39.

[2]) F. Schwarz, Über ein zinkhaltiges Trinkwasser, Zeitschrift f. Untersuch. d. Nahrungs- u. Genußm. 1907. Bd. 14. S. 482—484. Das betr. Wasser enthielt im l 32,4 mg ZnO. Ferner A. Brüning, Zinkhaltige Trinkwässer. l. c. Bd. 14. 1907. S. 755—756.

[3]) Die Reinigung des Wassers. Stuttgart 1900. S. 85.

[4]) l. c. S. 44 ff.

[5]) Über die Verwendbarkeit verschiedener Rohrmaterialien für Hauswasserleitungen mit besonderer Berücksichtigung der

Digitized by Google

Klut (l. c.), letztere mit ausführlicher Literaturzusammenstellung.

Obige Darlegungen dürften wohl genügend beweisen, welch große Bedeutung die Prüfung eines Wassers auf freie Kohlensäure hat. Bei Anlage von Zentral-Wasserversorgungen ist zur Vermeidung von späteren Kalamitäten auf ihre etwaige Anwesenheit ganz besonders zu achten.

Die freie, nicht gebundene Kohlensäure kann, wie jedes Gas, durch einfaches Schütteln des Wassers schon teilweise daraus entweichen. Der Nachweis, sowie namentlich die quantitative Bestimmung dieser Säure kann daher völlig einwandfrei an eingesandten Proben nicht mehr vorgenommen werden. Diese Untersuchung ist deshalb am besten am Orte der Entnahme auszuführen.

Zum qualitativen Nachweis der freien Kohlensäure im Wasser besitzen wir in der zuerst von Pettenkofer[1]) angegebenen Rosolsäure, bekanntlich einen Farbstoff der Triphenylmethangruppe[2]), ein brauchbares Reagens.

Rosolsäurelösung: 0,2 g im Handel erhältliche reine Rosolsäure werden in 100 ccm Äthylalkohol von 80 Volumprozent gelöst. Die erhaltene klare, orangegelbe Lösung neutralisiert man durch tropfenweisen Zusatz von klarem farblosem Barytwasser bis zur eben eintretenden rötlichen Färbung. Das Reagens ist — vor Licht- und Luftzutritt möglichst ge-

---

Bleiröhren. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Medizin u. öffentl. Sanitätswesen 1904. 3. Folge. Bd. 27. S. 314—53. Ferner die bereits oben zitierte Arbeit aus dem Kaiserl. Gesundheitsamte über Dessau und die Veröffentlich. im Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. Nr. 35. S. 817: Über die Lebensdauer hölzerner Wasserleitungsröhren.

[1]) Sitzungsber. d. math.-physik. Klasse d. Akad. d. Wissensch. zu München Bd. 5. S. 55. 1875.

[2]) Chemisch ist Rosolsäure als ein inneres Anhydrid des p_3-Trioxydiphenyl-m-Tolylkarbinols aufzufassen.

Digitized by Google

schützt — unbegrenzt haltbar. Zum Gebrauche empfiehlt sich ein braunes Tropfglas.

Zur Anstellung der Reaktion versetzt man in einem Glaskölbchen, welches 50—100 ccm des betreffenden Wassers enthält und auf einer weißen Unterlage steht, die Probe mit 5—10 Tropfen Rosolsäurelösung. Ist freie Kohlensäure vorhanden, so tritt Gelbfärbung der Flüssigkeit ein. Allerdings können auch andere Säuren die gleiche Reaktion hervorrufen, aber in praxi dürfte es sich in solchen Fällen wohl fast ausschließlich um freie Kohlensäure handeln. A. Böhmer, Zeitschr. f. Unters. d. Nahrungs- u. Genußm. 1905, Bd. 10, S. 139, beobachtete z. B. in einem sauren Brunnenwasser, daß dessen saure Reaktion durch 11,1 mg freie Salpetersäure in 1 l Wasser bedingt war. Enthält ein Wasser keine freie, sondern nur als Bikarbonat bezw. Karbonat gebundene Kohlensäure, wie man sie bei den meisten Wässern findet, so wird die Flüssigkeit violettrot. Der Nachweis ist, wie man sieht, nicht umständlich und nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen ist die Methode zuverlässig. Sie versagt aber, wie ich wiederholt Gelegenheit hatte festzustellen, bei Wässern, welche im Liter nur einige mg CO_2 — unter 8 mg in 1 l — enthalten; zumal bei Gegenwart von relativ viel Bikarbonaten ist der Farbenton schlecht sichtbar. Nach den Untersuchungen von Wehner[1]) übt ein Wasser in Leitungen etc. erst dann einen schädigenden Einfluß — Korrosionslust — aus, wenn es im allgemeinen einen Gehalt von 7 mg freier Kohlensäure in einem Liter übersteigt, während geringere Mengen besonders bei größerer Karbonathärte eines Wassers in der Regel noch nicht stören. Nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen haben selbst Wässer von 8—9 mg freier CO_2 in 1 l noch keinen nennenswerten Schaden angerichtet, es sei denn, daß die Wässer sehr weich — unter 4^0 — waren. Man kann deshalb für die Praxis wohl annehmen,

[1]) l. c. S. 10 u. 76.

Digitized by Google

daß ein Gehalt unter 10 mg freier CO_2 in 1 l Wasser für gewöhnlich noch unbedenklich ist. Mithin ist die Rosolsäure an Ort und Stelle zum schnellen Nachweise dennoch sehr gut verwendbar. Die Prüfung des Wassers mit Rosolsäure ist daher für alle Wasserwerke von wesentlicher Bedeutung und das Auftreten des gelben Farbentones bei der Anstellung dieser Reaktion mahnt immer zur Vorsicht.

Hat man freie Kohlensäure mit Rosolsäure nachgewiesen, so ist es meist von Interesse, ihre Menge zu wissen. Eine genaue Bestimmung der Kohlensäure im Wasser, für die eine Reihe von Methoden in der Literatur[1]) existieren, ist vielfach an Ort und Stelle zu umständlich auszuführen, auch gibt sie nur in der Hand eines erfahrenen Sachverständigen einwandfreie Resultate. Für die Praxis dürfte es deshalb für viele Zwecke genügen, ein Verfahren zu besitzen, das zwar nicht absolut genaue, aber doch möglichst angenäherte Werte gibt. Nach meinen verschiedenen Untersuchungen, die ich hierüber angestellt habe, halte ich für diese Fälle die Methode nach Trillich[2]) für die beste. Sie liefert für die Beurteilung ausreichend zuverlässige Resultate und ist leicht und schnell auch an Ort und Stelle ausführbar. Nach meiner Ansicht kann sich ihrer ohne besondere Schwierigkeiten auch jeder Nichtchemiker bedienen, der einige Übung im Titrieren hat. Das Prinzip des Verfahrens beruht auf folgenden Tatsachen:

Gleiche Moleküle Kohlensäure und Ätzkali vereinigen sich zu Hydrokarbonat = Bikarbonat:

---

[1]) Lunge und Marchlewski, Zeitschr. f. angew. Chemie 1891. S. 229 u. 1893. S. 395. Ferner Zeitschr. f. anal. Chemie. Bd. 42. S. 735.

— Classen, Ausgewählte Methoden der analyt. Chemie. Braunschweig 1903. Bd. 2. S. 126 ff.

[2]) Emmerich und Trillich, Anleitung z. hygienisch. Untersuchungen. 3. Aufl. München 1902. S. 120. Ferner Die Vereinbarungen z. einheitlichen Untersuchung und Beurteilung von Nahrungs- und Genußmitteln. Berlin 1899. Heft 2. S. 160. Ferner H. Noll, Gesundheitsingenieur. 1908. S. 485 ff.

Digitized by Google

$$\text{I. } \underset{44}{CO_2} + \underset{40}{NaOH} = NaHCO_3$$

Wässer, die freie Kohlensäure oder Kohlensäure in Form von Bikarbonat gelöst enthalten, röten bekanntlich Phenolphtalein nicht, während eine Spur freies Alkali sogleich eine intensive Rotfärbung erzeugt. Läßt man auf das gebildete Natriumbikarbonat ein zweites Molekül NaOH einwirken,

$$\text{II. } NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O,$$

so entsteht Natriumkarbonat, welches ebenfalls selbst in sehr geringer Menge den Indikator rötet.

Natriumbikarbonat reagiert gegen Phenolphtalein nahezu neutral. Vergl. auch: Arbeiten a. d. Kaiserl. Gesundheitsamte 1906. Bd. 23. Heft 2.

Aus der Gleichung Nr. I ist ersichtlich, daß 44 CO_2 = 40 NaOH entsprechen oder 1 CO_2 = 0,9091 NaOH. Hat man daher eine Lösung von 0,9091 g chemisch reinem Natriumhydroxyd in einem Liter Wasser, so zeigt hiervon bei Anwendung von Phenolphtalein als Indikator jedes Kubikzentimeter dieser Lösung 1 mg freie Kohlensäure an.

Die Lauge ist vor Luft — Anziehung der Luftkohlensäure — sorgfältig geschützt aufzubewahren. Der Glasstopfen des Gefäßes ist mit Paraffinsalbe wegen der Gefahr des Einkittens durch alkalische Lösungen sorgfältig einzufetten. Einen allzugroßen Vorrat halte man hiervon nicht. Phenolphtaleinlösung wird durch Auflösen von 1 g in 30 g Alkohol von 90 Volumprozent bereitet. Der Indikator ist in brauner Tropfflasche unverändert haltbar[1]).

Quantitative Bestimmung der freien Kohlensäure. Hierzu eignen sich am besten Glasstöpselgefäße von ca. 250 ccm Inhalt mit weiter Öffnung,

[1]) Diese beiden Methoden des qualitativen wie quantitativen Nachweises von freier Kohlensäure sind auch in den Vereinbarungen z. Unters. der Nahrungs- und Genußmittel. Berlin 1899. Heft 2. S. 160. angegeben.

Digitized by Google

die bei 200 ccm eine Ringmarke haben. Zum Titrieren wendet man am besten eine kleine in $^1/_{10}$ ccm eingeteilte Standbürette in handlicher Form an, welche sich auf Reisen leicht transportieren läßt. Von dem zu untersuchenden Wasser läßt man bis zur Marke — also 200 ccm Flüssigkeit[1]) — mit der größten Sorgfalt und unter möglichster Vermeidung jeden Schüttelns, wodurch leicht Kohlensäureverluste entstehen können, in das Glasgefäß langsam laufen (vergl. Entnahme bei der Sauerstoffbestimmung), setzt 10 Tropfen Phenolphtaleinlösung hinzu und läßt solange unter behutsamem Umschwenken der Flüssigkeit Natronlauge zufließen, bis eine deutliche Rotfärbung eintritt. Letztere ist besonders schön sichtbar, wenn das Glasgefäß auf einer weißen Unterlage steht. Man wiederholt die Titration, da durch das Schütteln stets etwas Kohlensäure gasförmig entweicht, mit einer neuen gleichen Quantität Wasser, fügt das beim ersten Versuch verbrauchte Volumen Lauge fast auf einmal hinzu und titriert bis zur bleibenden — 3 bis 5 Minuten lang — Rötung. Die an der Bürette abgelesenen Kubikzentimeter Lauge mit 5, bezw. bei Anwendung von 100 ccm Wasser mit 10 multipliziert geben die Milligramm freier Kohlensäure in einem Liter des fraglichen Wassers an. Die Bestimmung ist, wie man sieht, an Ort und Stelle schnell und leicht ausführbar und sollte bei der großen Bedeutung der freien Kohlensäure für Wasserversorgungen immer vorgenommen werden.

Für die Bestimmung von freier Kohlensäure und Luftsauerstoff im Wasser am Orte der Probeentnahme hat H. Thiesing einen zweckentsprechenden, kompendiösen Kasten konstruiert, der nebenstehend abgebildet ist (Fig. 13) und von der Firma Paul Altmann, Berlin NW. 6, Luisenstr. 47, angefertigt wird. Preis komplett 62 Mk. Der Kasten enthält alle hierfür er-

[1]) Man kann auch nur 100 ccm Wasser anwenden. Die Versuchsfehler werden hierbei aber größer.

Digitized by Google

forderlichen Reagenzien, Pipetten, Titriergefäße etc. Mittelst der beigegebenen Einklemmvorrichtung kann

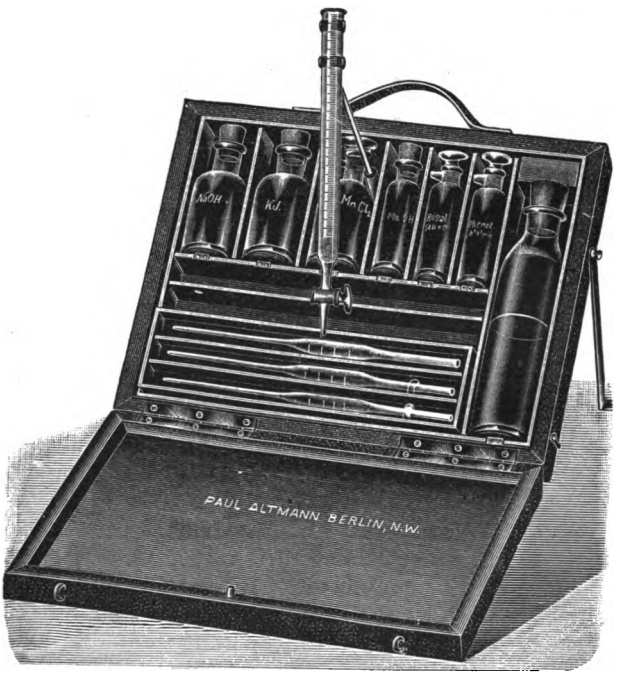


Fig. 13. Apparat für Gasbestimmungen im Wasser.

die im Kasten befindliche kleine Bürette zum Titrieren fixiert werden. Der Kasten ist 31 cm lang, 24 cm breit und 6 cm hoch.

Bestimmung des in Wasser gelösten Sauerstoffes.

Nach L. W. Winkler (in G. Lunge, Chemisch-technische Untersuchungs-Methoden. Bd. 1. 5. Aufl. Berlin 1904. S. 822) löst (absorbiert) 1 l Wasser bei

Digitized by Google

nachstehenden Temperaturen die daneben stehenden Mengen Luftsauerstoff:

	Sauerstoff ccm (Normalvol.)	Sauerstoff mg		Sauerstoff ccm (Normalvol.)	Sauerstoff mg
0° C	10,19	= 14,56	13° C	7,35	= 10,50
1° C	9,91	= 14,16	14° C	7,19	= 10,28
2° C	9,64	= 13,78	15° C	7,04	= 10,06
3° C	9,39	= 13,42	16° C	6,89	= 9,85
4° C	9,14	= 13,06	17° C	6,75	= 9,65
5° C	8,91	= 12,73	18° C	6,61	= 9,45
6° C	8,68	= 12,41	19° C	6,48	= 9,26
7° C	8,47	= 12,11	20° C	6,36	= 9,09
8° C	8,26	= 11,81	21° C	6,23	= 8,90
9° C	8,06	= 11,52	22° C	6,11	= 8,73
10° C	7,87	= 11,25	23° C	6,00	= 8,58
11° C	7,69	= 10,99	24° C	5,89	= 8,42
12° C	7,52	= 10,75	25° C	5,78	= 8,26

1 l Sauerstoff (O_2) wiegt bei 0° und 760 mm Druck unter 45° im Meeresniveau 1,4292 g[1]). Die Dichte des Sauerstoffes beträgt 1,105 (Luft = 1). 1 mg Sauerstoff hat das Volum (bei 0° und 760 mm) von 0,699 ccm.

Die Bestimmung des Sauerstoffgehaltes in einem zu Trinkzwecken dienenden Wasser ist für gewöhnlich nicht nötig. Unter Umständen kann aber die Ausführung dieser Prüfung von Bedeutung sein. So haben Oesten und Wehner[2]) festgestellt, daß ein hoher Gehalt eines Wassers an Luftsauerstoff leicht Zerstörungen der eisernen Zuleitungsröhren — Korrosionserscheinungen — zur Folge hat. Die Korrosionen treten selbst bei völliger Abwesenheit von freier Kohlensäure ein. In der Tat kann ich aus eigener Erfahrung berichten, daß weiche Wässer, die an sich so gut wie

[1]) Landolt-Börnstein, Physikalisch-chem. Tabellen. 3. Aufl. Berlin 1905. S. 223.

[2]) H. Wehner, Sauerkeit der Gebrauchswässer. Frankfurt a. M. 1904. S. 6. 10. 42. 43 und G. Oesten, Zeitschr. d. Ver. Deutsch. Ingenieure 1890. S. 583.

Digitized by Google

eisenfrei waren, infolge ihres sehr hohen Sauerstoffgehaltes in eisernen Leitungsröhren durch Anfressen derselben nicht unbeträchtliche Schädigungen des Rohrnetzes herbeiführten, so daß das Wasser zu Trink- und Wirtschaftszwecken infolge Verschlammung der Leitung durch sich ausscheidendes Eisenhydroxyd völlig ungenießbar wurde. Man war anfangs in einem mir bekannten Falle geneigt, den beobachteten Eisengehalt auf eine Veränderung des Grundwassers zurückzuführen. Erst die nähere Prüfung gab Aufklärung hierüber.

Einen Gehalt von 2—3 ccm Sauerstoff in 1 l bezeichnet Wehner als ein luftarmes Wasser, das auch noch keinen schädigenden Einfluß auf Eisenrohre ausüben dürfte; erst wenn über 5 ccm davon im Wasser gelöst sind, nimmt ein solches Wasser Eisen gegenüber einen aggressiven Charakter an.

Während, wie wir bereits einleitend erwähnten, für die hygienische Beurteilung eines Trinkwassers gewöhnlich die Bestimmung seines Sauerstoffgehaltes weniger wichtig ist — Wässer mit geringer temporärer = Karbonathärte und hohem Luftsauerstoffgehalt haben bleilösende Eigenschaften — hat die Ausführung derselben für den Ausdruck des Verunreinigungsgrades von Flüssen, Seen etc. vielfach sehr großen Wert[1]). Aus der Be-

[1]) Spitta, Untersuchungen über die Verunreinigung und Selbstreinigung der Flüsse. Archiv für Hygiene. Bd. 38. S. 160 ff. 215 ff. und weitere Untersuchungen über Flußverunreinigung. Archiv für Hygiene. Bd. 46. S. 64 ff. Ferner Untersuchungen über den Sauerstoffgehalt des Rheinwassers von H. Grosse-Bohle, Mitteilungen d. Königl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung. Berlin 1906. Heft 7. Ferner R. Kolkwitz, Die biologische Selbstreinigung der natürlichen Gewässer in Lafar, Handbuch d. Techn. Mykologie. Bd. 3. 1906. — Karl Knauthe, Das Süßwasser. Chemische, biologische und bakteriologische Untersuchungsmethoden. Neudamm 1907. — R. Volk, Hamburgische Elbuntersuchung. VIII. Hamburg 1906. S. 53 ff. — Kißkalt, Zeitschr. für Hygiene. Bd. 53, und S. Korschun, Über die Bestimmung des Sauerstoffes im Wasser nebst einigen Beobachtungen über Sauerstoffzehrung. Archiv f. Hygiene 1907. Bd. 61. S. 324.

Digitized by Google

stimmung des sogenannten Sauerstoff-Defizits kann man unter Umständen bereits Schlüsse auf den Grad der Belastung des Wassers mit zersetzlichem, organischem Material ziehen, insofern als mit wachsender Menge des letzteren das Defizit, d. h. die Differenz zwischen der im Wasser bei der vorhandenen Temperatur lösungsfähigen Sauerstoffmenge und der bei der Entnahme tatsächlich gefundenen, ebenfalls anzuwachsen pflegt. Bestimmt man in einer Wasserprobe den Gehalt an gelöstem Sauerstoff sofort bei der Entnahme und bei einer zweiten gleichzeitig an derselben Stelle entnommenen Wasserprobe nach längerer Aufbewahrung derselben (24—48 und 72 Stunden) im Dunkeln bei Zimmertemperatur bezw. 22° C in völlig gefüllter und geschlossener Flasche, so ergibt die Differenz der beiden Bestimmungen die sogenannte Sauerstoff-Zehrung für die angewandte Zeit. Auch diese Zehrung pflegt mit steigender Verschmutzung eines Wassers größer zu werden, so daß ein stark verschmutztes Wasser bisweilen innerhalb weniger Stunden schon seinen Gehalt an gelöstem Sauerstoff vollständig verlieren kann. Die Methode unterstützt hauptsächlich die Bestimmung der Keimzahl im Wasser, mit der ihre Resultate gewöhnlich parallel gehen können. Vor der Bestimmung der Oxydierbarkeit (Kaliumpermanganatverbrauch) hat sie den Vorzug, daß sie im allgemeinen mit natürlichen Verhältnissen arbeitet. Bei stark planktonhaltigen Wässern, z. B. manchen Seen, liefert die Zehrungs-Methode aber häufig nicht ganz zuverlässige Resultate, doch kann man soviel auf alle Fälle sicher sagen, daß — Abwesenheit von Giftstoffen vorausgesetzt — sehr geringe Zehrung auf gute Beschaffenheit des Wassers schließen läßt. Im übrigen ist zur Erzielung richtiger Werte eine einwandfreie Probenahme (Fernhaltung künstlicher Durchlüftung) des Wassers meist unerläßlich. Die kunstgerechte Ausführung dieser Untersuchung setzt einige manuelle Geschicklichkeit voraus.

Digitized by Google

Eine große wirtschaftliche Bedeutung hat eine zumal plötzliche Sauerstoffverarmung eines Gewässers für dessen Fischbestand. Im allgemeinen können ja Fische eine starke Erniedrigung des Sauerstoffes ertragen [vergl. Schiemenz[1])], da nach den fast übereinstimmenden Untersuchungen von König[2]) und Hünnemeier und Kupzis[2]) Sauerstoffmangel bei Fischen in der Regel erst bei einem Gehalte unter 1 ccm Sauerstoff pro 1 l eintritt. Als tödlich dürfte ein Herabsinken bis auf 0,6 ccm pro Liter gelten.

Entnahme der Wasserproben und Ausführung der Bestimmung. Für die Bestimmung des Sauerstoffgehaltes eines Wassers hat sich allgemein die jodometrische Methode von L. W. Winkler[3]) am besten bewährt[4]); sie ist einfach und schnell ausführbar. Das Verfahren ist eingehend auch in jedem Handbuche über Wasseruntersuchungen beschrieben und beruht auf folgendem Prinzip:

Versetzt man in einem geschlossenen Gefäße eine genau bekannte Menge Wasser, das freien Sauerstoff

[1]) Schiemenz, Zeitschr. f. Fischerei. 1902. Heft 3. S. 150 ff.

[2]) Über den niedrigsten für das Leben der Fische notwendigen Sauerstoffgehalt des Wassers etc. Zeitschr. f. Untersuchung d. Nahr.- u. Genußmittel 1901. S. 385 u. 631. J. Kupzis gelangt zu dem Ergebnis, daß bei den Fischen bei einem Sauerstoffgehalt von ca. 1 ccm auf 1 l sich ein Unwohlsein derselben bemerkbar macht, bei 0,5—0,8 ccm auf 1 l dagegen — je nach der Individualität und der Art — die Fische zugrunde gehen.

[3]) Ber. d. Deutsch. chem. Ges. Bd. 21. S. 2843. Bd. 22. S. 1764. Bd. 24. S. 3602. Ferner Über die sonst noch bekannten Verfahren der Bestimmung des in einem Wasser gelösten Sauerstoffes vergl. Tiemann-Gärtners Handbuch d. Untersuchung u. Beurteilung d. Wässer. 4. Aufl. 1895. S. 297 u. 326 ff. und Chlopin, Archiv f. Hygiene Bd. 27. S. 18. Bd. 32. S. 294. Bd. 34. S. 71. Ferner Classen, Ausgewählte Methoden der analytischen Chemie. Bd. 2. 1903. S. 24 ff.

[4]) Nach den Untersuchungen von F. P. Treadwell. Lehrbuch der analytischen Chemie. Bd. 2. 4. Aufl. Leipzig u. Wien 1907. S. 565. u. 566 liefert Winklers Methode ganz genaue Resultate.

Digitized by Google

gelöst enthält, mit Natriumhydroxyd und Manganochlorid, so entsteht zunächst durch Umsetzung Natriumchlorid und — wenig lösliches, weißes — Manganohydroxyd: = Manganhydroxydul:

$$2\,MnCl_2 + 4\,NaOH = 4\,NaCl + 2\,Mn(OH)_2.$$

Letzteres fällt voluminös zu Boden und ist äußerst leicht oxydierbar. Es bemächtigt sich rasch des in dem betreffenden Wasser absorbierten Sauerstoffes, um in braunes — praktisch nicht lösliches — Manganihydroxyd = Manganhydroxyd überzugehen:

$$2\,Mn(OH)_2 + O + H_2O = 2\,Mn(OH)_3.$$

Der Grad der Braunfärbung des Manganniederschlages bietet daher einen Maßstab für den Sauerstoffgehalt des Wassers. Bleibt der Bodensatz farblos, so ist kein Sauerstoff vorhanden. B. Hofer, München, hat für diese Zwecke eine Farbenskala[1]) herausgegeben, aus der man die Farbentöne miteinander vergleichen kann, um ungefähr über den Sauerstoffgehalt eines Wassers schnell unterrichtet zu sein. Für den Praktiker kann in manchen Fällen diese allerdings sehr rohe Bestimmung genügen.

Fügt man nun zu dem gebildeten Manganniederschlage Salzsäure und Kaliumjodid, so entsteht unter Auflösung des Bodensatzes anfangs Manganichlorid, das aber unbeständig ist und sofort unter Abspaltung von Chlor wieder in Manganchlorür zerfällt:

I. $2\,Mn(OH)_3 + 6\,HCl = 2\,MnCl_3 + 6\,H_2O.$

II. $2\,MnCl_3 = 2\,MnCl_2 + Cl_2.$

Das frei werdende Chlor macht aus dem Jodkalium eine äquivalente Menge Jod frei, das sich mit gelb-

[1]) Bei Paul Altmann, Berlin NW. 6, Luisenstr. 47, u. a. erhältlich. Vergl. Allgem. Fischerei-Zeitg. 1902. Nr. 22. S. 408: Über eine einfache Methode zur Schätzung des Sauerstoffgehaltes im Wasser.

Digitized by Google

brauner Farbe in dem überschüssigen Kaliumjodid leicht löst:

$$Cl_2 + 2\,KJ = 2\,KCl + J_2.$$

Mit Thiosulfat wird alsdann die frei gewordene Jodmenge in üblicher Weise gemessen. Kennt man die angewandte Wassermenge, so läßt sich durch Umrechnung auf 1 l leicht der Sauerstoffgehalt feststellen. Nach den obigen Gleichungen entsprechen zwei Atome Jod = ein Atom Sauerstoff, oder 126 g Jod entsprechen: 8 g Sauerstoff.

1 ccm $^1/_{100}$ Normalthiosulfat zeigt demnach: 0,08 mg Sauerstoff = 0,0558 ccm bei 0^0 und 760 mm Druck an.

Bislang gab man die gefundene Sauerstoffmenge in Kubikzentimeter in 1 l Wasser an; neuerdings wird diese in Milligramm in 1 l vielfach ausgedrückt.

Die für die Winklersche Sauerstoffbestimmung erforderlichen Lösungen sind folgende:

I. Jodkaliumhaltige Natronlauge. 1,0 Teil chemisch reines, namentlich nitritfreies Natriumhydroxyd wird in 2,0 Teilen destilliert. Wassers gelöst. In der erkalteten Lauge löst man 10 % Kaliumjodid. Prüfung: Eine Probe, mit verdünnter Salzsäure angesäuert, darf nur wenig Kohlensäureentwickelung geben und Stärkelösung nicht sogleich bläuen. Aufbewahrung: Das Reagens bewahrt man am besten in braunen Glasgefäßen auf. Um die Kohlensäure möglichst fernzuhalten, verwende man gut schließende Glasstopfen. Zur Vermeidung des Einkittens fette man die Stopfen gut mit Paraffinsalbe ein. Gummistopfen sind zwar auch recht brauchbar, doch werden sie nach einiger Zeit leicht schlüpfrig. In dieser Weise aufbewahrt ist die Lösung haltbar.

II. Manganchlorürlösung. Man löst 40,0 g reines kristallisiertes Manganochlorid, $MnCl_2 + 4\,H_2O$, in dest. Wasser auf 100 ccm. Prüfung: Das Manganchlorür muß eisenfrei sein. Aus einer angesäuerten Jodkaliumlösung scheide es höchstens Spuren von Jod aus.

Digitized by Google

III. Konzentrierte reine Salzsäure (spez. Gew. 1,18—1,19) = 38 % HCl. Die Säure muß chlor- und eisenfrei sein.

IV. Die zur Verwendung gelangende $\frac{n}{100}$-Natriumthiosulfatlösung bereite man sich möglichst frisch, da sie schlecht haltbar ist. Die $\frac{n}{10}$-Lösung dagegen ist, wie ich aus eigener Erfahrung berichten kann, in braunen, gut verschlossenen Glasstöpselgefäßen lange Zeit gut haltbar [1]). Irgendwelche Zusätze, wie z. B. Ammoniumkarbonat zur besseren Haltbarkeit der Lösung, sind überflüssig.

Die Probeentnahmen und die Einleitung der Untersuchung haben, wie das wohl als selbstverständlich vorausgesetzt werden darf, mit der größten Vorsicht zu geschehen, da z. B. schon jede im Glase zurückgebliebene Luftblase die quantitative Bestimmung ohne weiteres beeinträchtigt.

Um aus Leitungen Wasser für die Sauerstoffbestimmung zu entnehmen, verfährt man am besten in der Weise, daß man einen Gummischlauch über den Zapfhahn zieht, das Wasser in kleinem Strahle 10—20 Minuten vorher abfließen läßt, dann den Schlauch in das Glasgefäß bis fast zum Boden führt und ca. drei Minuten lang das Leitungswasser ruhig durchströmen läßt. Der Gummischlauch wird dann vorsichtig herausgezogen. Beim Aufsetzen des Glasstopfens muß noch soviel Wasser im Gefäße vorhanden sein, daß es seitlich austritt. Bei Pumpenbrunnen bediene man sich eines Trichters, dessen Röhre durch einen Gummischlauch verlängert ist. Hauptsache ist auch hier langsames und gleichmäßiges Pumpen.

In allen diesen und ähnlichen Fällen kommt es natürlich in erster Linie darauf an, daß das zu prüfende Wasser während der Entnahme keine atmosphärische

1) Vergl. auch F. P. Treadwell l. c. S. 499.

Digitized by Google

Luft aufnimmt, wodurch die Bestimmung illusorisch wird. Alles Schütteln und Bewegen des Wassers in dem Gefäße ist daher möglichst zu vermeiden.

Wesentlich anders gestaltet sich die Entnahme von Proben zur Sauerstoffbestimmung bei Oberflächenwässern, wie Flüssen, Seen usw. Für gewöhnlich verwendet man hier das aus $^1/_2$—1 m Tiefe stammende Wasser zur Untersuchung: Da, wie ich schon öfters hervorgehoben habe, von einer richtigen Probenahme bei der Ausführung dieser Bestimmung viel abhängt, ist es meistenteils nötig, diesen Forderungen bei Flüssen, Seen genau nachzukommen. Es ist ohne besondere Vorrichtungen häufig nicht leicht möglich, den Zutritt von Luftsauerstoff zu der zu untersuchenden Wasserprobe zu verhüten, und auch ferner Wasser nur aus der gewünschten Tiefe zu haben. Spitta und Imhoff[1]) haben für diese Zwecke sehr sinnreiche Apparate konstruiert, die nicht nur für große systematische Flußuntersuchungen, sondern auch für den gewöhnlichen Gebrauch ausgezeichnete Dienste leisten. Dieselben haben sich bei uns in der Prüfungsanstalt gut bewährt. Sie gestatten eine einwandfreie und bequeme Probenahme und sind zumal bei der Ausführung der Bestimmung der Sauerstoffzehrung ganz besonders zweckmäßig. Die Apparate gestatten ferner die gleichzeitige Entnahme von chemischen und bakteriologischen Proben und gewährleisten somit eine große Zeitersparnis gegenüber anderen Vorrichtungen.

Die nebenstehenden Abbildungen zeigen die beiden hauptsächlich in Betracht kommenden Apparate[2]).

---

[1]) Apparate zur Entnahme von Wasserproben mit Abbildungen: Mitteilg. aus d. Königl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorg. u. Abwässerbeseit. 1906. Heft 6. S. 75. 87. In Heft 9 der Anstaltsmitteilungen 1907 haben Behre und Thimme einen einfacheren Apparat zur Entnahme von Wasserproben ebenfalls beschrieben.

[2]) Die Apparate liefert für die Anstalt die Firma Paul Altmann, Berlin NW. 6, Luisenstr. 47.

Digitized by Google

Fig. 14 stellt einen leicht transportablen Wasserentnahmeapparat, System Spitta-Imhoff, mit Leder-Etui (Fig. 15) vor.

Mit diesem Apparate werden zu gleicher Zeit drei Quantitäten Wasserproben aus einer gewünschten Tiefe entnommen, und zwar für die bakteriologische, chemische und Gas-(Sauerstoff)-Untersuchung.

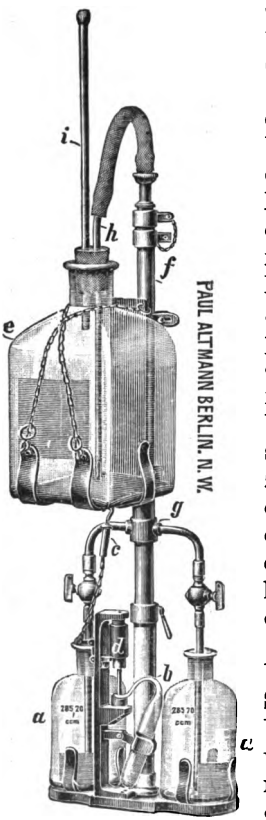


Fig. 14. Leicht transportabler Wasser-Entnahme-Apparat nach Spitta-Imhoff.

Infolge des Auftriebes, den die große viereckige Flasche unter Wasser erfährt, wird automatisch ein Fallgewicht ausgelöst, das den Hals des kleinen Abschlagröhrchens zerschlägt zwecks Aufnahme für die bakteriologische Prüfung. Die beiden mit genauer Inhaltsangabe versehenen, auf der Grundplatte fixierten Flaschen dienen für einwandfreie Entnahme von Proben für die Sauerstoffbestimmung des Wassers. Der ganze Apparat läßt sich bei Befestigung an einen Ausziehstock bis auf 1 m unter Wasseroberfläche versenken. Zum bequemen Transport auf Reisen dient das Fig. 15 abgebildete dauerhafte Lederetui. Preis komplett ca. 160—170 Mk.

Fig. 16 zeigt einen großen Wasser-Entnahmeapparat nach Spitta-Imhoff für systematische Untersuchungen von Oberflächenwässern. Die Wasserproben können hier aus beliebigen Tiefen entnommen werden. Im übrigen beruht auch dieser auf den gleichen Prinzipien wie der andere Apparat:

Digitized by Google

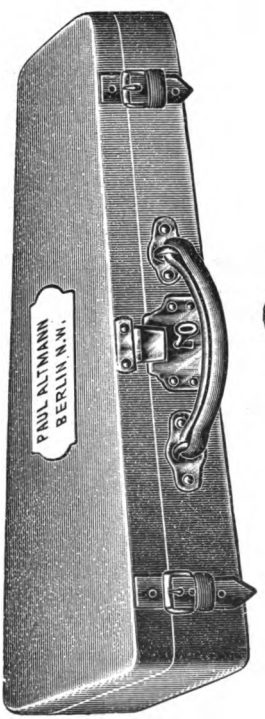


Fig. 15. Leder-Etui für den Entnahme-Apparat nach Spitta-Imhoff.

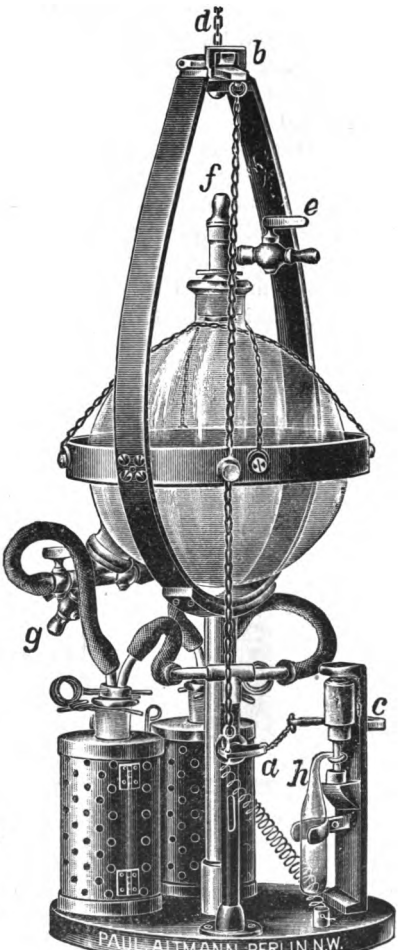


Fig. 16. Großer Wasser-Entnahme-Apparat nach Spitta-Imhoff.

Digitized by Google

1. Möglichst gleichzeitige Entnahme aller drei Proben — für die bakteriologische, chemische und Sauerstoff-Untersuchung. Sehr wesentlich ist auch hier, daß alle Wasserproben aus derselben Tiefe und somit identisch sind.

2. Durchspülung der zur Aufnahme der Proben für die Sauerstoffbestimmung dienenden Flaschen ohne Anwendung besonderer Pumpvorrichtungen.

3. Schnelle und einfache Ausführung, im besonderen möglichste Vermeidung von Gestängen, Schnüren etc. Für die chemische Untersuchung dient der starkwandige Glasballon mit einem Inhalt von ca. 2,5 l, für die Sauer-

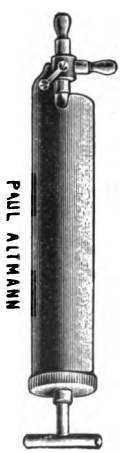


Fig. 17.
Handpumpe.

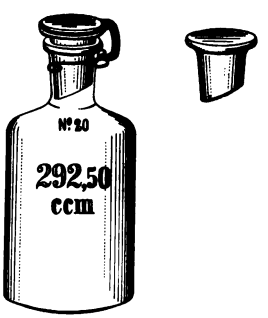


Fig. 18. Sauerstoff-Flasche nach Winkler.

stoffproben die graduierten und genau ausgemessenen Flaschen und für die bakteriologischen Proben die luftleeren und zugeschmolzenen Abschlagröhrchen. Preis komplett ca. 300 Mk.

Für die Untersuchung sehr flacher Gewässer, wie Bäche, bedienen wir uns seit längerer Zeit schon mit

Digitized by Google

Vorteil einer kleinen ventillosen Handpumpe mit Zweiwegehahn und automatischer Steuerung, die ebenfalls eingehend in dem betreffenden Anstaltsheft beschrieben ist (Fig. 17). Preis 30 Mk.

Die für die Sauerstoffbestimmung erforderlichen Flaschen, Pipetten etc. Zur Ausführung dieser Untersuchung verwendet man zweckmäßig ziemlich starkwandige Glasflaschen (Fig. 18) von etwa 250—300 ccm Inhalt mit gut eingeschliffenem, konischem Glasstopfen, deren Inhalt durch Auswägen bestimmt worden ist. Die für die Sauerstoffbestimmungen zu verwendenden Glasstöpselgefäße sind auch mit genauer Angabe ihres Volumeninhaltes im Handel erhältlich. Zum Verschluß der Gläser haben sich die bekannten Lübbert-Schneiderschen Metallklammern (s. Fig. 3) bei uns gut bewährt. Eine Nachprüfung der Gefäße kann immerhin empfohlen werden. Ein Teil der Glasfläche dieser Flaschen ist mattgeätzt, zum Aufschreiben einiger Notizen mit Bleistift, wie Temperatur des Wassers, der Luft, Ort der Entnahme, Zeitangabe, Nr. usw.; ferner sind die Gläser mit laufenden Nummern versehen.

Die hierzu erforderlichen langstieligen, bis auf den Boden der Flaschen reichenden Pipetten haben zweckmäßig eine nicht zu enge Ausflußöffnung wegen des sonst sehr langsamen Auslaufens der Flüssigkeiten, namentlich der Natronlauge. Bei Flußuntersuchungen im Winter habe ich dies oft recht unangenehm empfunden. Auch besitzen diese Sauerstoffpipetten vorteilhaft nach oben hin eine kugelförmige Erweiterung zur Vermeidung des etwaigen Hineingelangens der ätzenden Flüssigkeiten in die Mundhöhle. (Fig. 19.)

Fig. 19. Sauerstoff-Pipette.

Kästen mit Reagenzien, Pipetten und 2—4 Flaschen für die Sauerstoffbestimmung hat für die Kgl. Prüfungs-

Digitized by Google

anstalt für Wasserversorgung etc. die Firma Paul Altmann, Berlin NW 6, angefertigt. Einen bequemen Transportkasten für Reisen mit sechs Sauerstoffflaschen zeigt Fig. 20. Der Kasten ist ganz aus Metall und innen mit starker Filz-Auskleidung. Preis mit 6 Flaschen ca. 25 Mk.

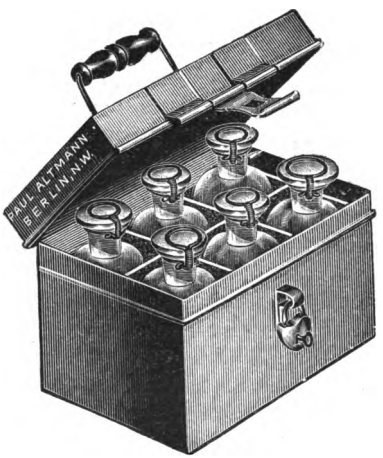


Fig. 20. Transportkasten für die Sauerstoff-Flaschen.

Ausführung der Sauerstoffbestimmung. In die lege artis eingefüllten Wasserproben werden gleich nach der Entnahme mit Hilfe der oben beschriebenen langstieligen sog. Sauerstoffpipetten zunächst 3 ccm KJ-haltige Natronlauge gebracht. Man läßt die Lauge aus der Pipette möglichst tief — also in der Nähe des Bodens vom Glasgefäß — auslaufen. In derselben Weise läßt man darauf sofort 3 ccm Manganchlorürlösung zufließen ungeachtet des Überlaufens von Wasser aus dem Gefäß. Jetzt verschließt man behutsam mit dem Glasstopfen die Flasche unter Vermeidung des Eintrittes von Luftblasen, weil sonst natürlich die Bestimmung vergebens ist. Durch das Aufsetzen des Stopfens tritt abermals seitlich aus dem Halse der Flasche Flüssigkeit aus. Durch Umschütteln wird gut gemischt. Man läßt 1—2 Stunden lang, vor Licht tunlichst geschützt, absitzen und fügt darauf 5 ccm konzentrierte Salzsäure hinzu. Man setzt vorsichtig den Glasstopfen auf, so daß wieder seitlich Wasser austreten kann und mischt durch häufiges Umschwenken. Der Niederschlag löst sich meist leicht, eventl. müßte sonst

Digitized by Google

noch etwas Salzsäure zugefügt werden. Je nach der Menge des gebildeten freien Jods sieht die Flüssigkeit gelb bis gelbbraun aus. Nach erfolgter Auflösung bringt man den Inhalt des Gefäßes durch Nachspülen mit destilliertem Wasser quantitativ in einen Erlenmeyer-Kolben und titriert über einer weißen Unterlage das ausgeschiedene Jod unter Zusatz von Stärkelösung[1]) als Indikator mit $\frac{n}{100}$ Natriumthiosulfat.

Ist es nicht möglich, gleich nach der Entnahme die Sauerstoffproben mit KJ-Natronlauge und Manganchlorür zu versetzen, z. B. bei der Kahnfahrt auf einem See etc., so füge man wenigstens zu jeder Probe etwa 1 g chemisch-reines Natriumhydrat hinzu, wonach alsdann wesentliche Veränderungen nicht stattfinden können. Bei der für die Sauerstoffzehrung bestimmten Probe darf selbstverständlich kein Zusatz gemacht werden. Sobald sich aber Gelegenheit bietet, führe man die Untersuchung in obiger Weise aus. Der Salzsäurezusatz kann später im Laboratorium erfolgen, vorausgesetzt natürlich, daß das Gefäß gut verschlossen ist und kein Luftsauerstoff eindringen kann.

Ist der Manganniederschlag durch Salzsäure gelöst, so muß, wie die Untersuchungen von W. Cronheim[2]) ergeben haben, die Sauerstoffbestimmung sogleich zu Ende geführt werden, da sonst die organischen Substanzen des betreffenden Wassers durch das freie Jod oxydiert und somit leicht falsche Resultate erhalten werden können.

---

[1]) Zur Bereitung der Stärkelösung verwendet man am besten die Zulkowskysche wasserlösliche Stärke, die in Form von Brei im Handel zu bekommen und gut haltbar ist. Das Reagens selbst bereitet man sich durch Lösen einer kleinen Menge des Breies in kaltem Wasser. Über die Empfindlichkeit der Jodstärkereaktion vergl. F. P. Treadwell, Lehrbuch der analytischen Chemie. 4. Aufl. Leipzig u. Wien 1907. Bd. 1. S. 258 u. Bd. 2. S. 501 ff.

[2]) Zeitschr. f. angew. Chemie 1907. S. 1939 ff.

Digitized by Google

Die Temperatur des betreffenden Wassers ist stets zu messen, da, wie bereits oben gezeigt, mit steigender Temperatur die Lösungsfähigkeit des Sauerstoffes[1]) — wie überhaupt der Gase — im Wasser abnimmt. Für wissenschaftliche Untersuchungen ist außerdem noch der Barometerstand zu berücksichtigen.

Berechnung. Wurden n ccm $\frac{n}{100}$ Thiosulfat verbraucht, und bezeichnet man das Volumen der Flasche mit V, das Volumen des in 1000 ccm Wasser gelösten Sauerstoffes mit A, so haben wir folgende Proportion:

$$V - 6 : n \,.\, 0{,}0558 = 1000 : A \text{ oder: } A = \frac{55{,}8\,n}{V-6}.$$

Die von V abzuziehende Zahl 6 bedeutet die zweimal durch die beiden Reagenzien verdrängten 3 ccm Wasser.

Das Resultat gibt demnach das in 1 l des untersuchten Wassers gelöste Sauerstoffvolumen auf 0° und 760 mm Druck reduziert an.

Hat man öfters solche Bestimmungen auszuführen, so empfiehlt es sich, zur Vereinfachung der Berechnung folgenden Wert:

$$\frac{55{,}8}{V-6} = \text{Faktor}$$

für die zur Anwendung kommenden Flaschen ein für allemal festzustellen. Es ist alsdann bloß nötig, den so erhaltenen Faktor mit n zu multiplizieren.

Bei genauen Untersuchungen sind die Sättigungswerte für den jeweilig herrschenden Luftdruck zu korrigieren. Ich verwende hierzu die vereinfachte Formel:

$$x = n \,.\, \frac{B}{760}.$$

n = Sättigungswert bei der betreffenden Temperatur und 760 mm Luftdruck, B = beobachteter Barometerstand.

[1]) Vergl. auch K. Dost, Die Löslichkeit des Luftsauerstoffes im Wasser. Mitteilg. aus d. Königl. Prüfungsanstalt f. Wasservers. etc. 1906. Heft 7.

Digitized by Google

Einige Bemerkungen zu der vorstehenden Sauerstoffbestimmung.

In den Handbüchern über Wasseruntersuchungen wird meist angegeben, je 1 oder 2 ccm von der jodkaliumhaltigen Natronlauge und Manganchlorürlösung zu nehmen. Nach meinen Beobachtungen und Erfahrungen ist es jedoch vorteilhafter, von jedem Reagens 3 ccm anzuwenden, da hierdurch ein weit besseres und schnelleres Absitzen des Niederschlages erfolgt[1]).

Erforderlich sind aber je 3 ccm von beiden Lösungen, wenn es sich um Wasser mit größerem Gehalt an Kohlensäure handelt. Es würde sonst die zugesetzte Natronlauge leicht quantitativ in Natriumkarbonat verwandelt und somit Manganokarbonat anstatt Hydroxyd gefällt werden, das den Verlauf der Reaktion nachteilig[2]) beeinflußt.

Daß die mit den Reagenzien beschickten Wasserproben im Dunkeln aufzubewahren sind, habe ich bereits oben erwähnt; dem Sonnenlichte ausgesetzt, treten bald Veränderungen ein.

In der Prüfungsanstalt wenden wir diese Methode sehr viel an und haben stets ausgezeichnete Resultate bei Wässern erhalten.

Zum Schlusse sei noch einiger spezieller Fälle bei der Winklerschen Sauerstoffbestimmung gedacht.

Störend wirkt bei dieser Bestimmung besonders salpetrige Säure. Enthält nämlich das zu untersuchende Wasser Nitrite in quantitativ bestimmbarer Menge, so stören diese insofern recht, als mehr Sauerstoff gefunden wird, als tatsächlich vorhanden ist. Es ist dies

---

[1]) Vergl. auch H. K. Lang bei K. B. Lehmann, Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. Wiesbaden 1901. S. 227.

[2]) Ernst Schmidt, Ausführl. Lehrbuch d. Pharm. Chemie. 5. Aufl. 1907. Bd. 1. S. 887. Ferner Zeitschr. f. angew. Chem. 1897. S. 658.

Digitized by Google

darauf zurückzuführen, daß salpetrige Säure aus Kaliumjodid bekanntlich Jod freimacht:

$$2KJ + N_2O_3 + H_2O = J_2 + 2NO + 2KOH.$$

das ebenfalls durch Thiosulfat dann gebunden wird. An sich wäre der Mehrverbrauch an Thiosulfat nicht sehr bedeutend, wenn nicht das entstandene Stickoxyd beim Titrieren fortwährend energisch Sauerstoff aufnähme, um in Salpetersäure und salpetrige Säure überzugehen:

$$\text{I. } NO + O = NO_2$$

$$\text{II. } 2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

Letztere wirkt von neuem auf das Jodsalz ein, und der Turnus wiederholt sich, wodurch die Bestimmung ganz falsche Werte geben kann. Um die störenden Nitrite aus dem Wasser zu entfernen, sind verschiedene Verfahren bekannt[1]).

Ich arbeite nach den Angaben von K. B. Lehmann und Fitzau[2]), welche die salpetrige Säure durch Harnstoff in elementaren Sticksoff, Kohlendioxyd und Wasser nach der Gleichung:

$$2HNO_2 + CO(NH_2)_2 = 4N + CO_2 + 3H_2O$$

spalten. Nitrate sind ohne Einfluß auf die Reaktion.

Man verfährt dabei am einfachsten folgendermaßen: In die einwandfrei entnommene Wasserprobe bringt man je 1 ccm 10%ige Harnstofflösung und verdünnte Schwefelsäure — ca. 25%, mischt vorsichtig und läßt verstöpselt etwa 3 bis 4 Stunden lang stehen. Nach dieser Zeit sind Nitrite nicht mehr zugegen. Jetzt werden erst die Sauerstoffreagenzien hinzugesetzt und wie üblich verfahren.

---

[1]) L. W. Winkler, l. c. in Lunge, Chem.-techn. Untersuchungsmethoden. 5. Aufl. 1904. Bd. 1. S. 819.

[2]) l. c. S. 228.

Digitized by Google

In stark verunreinigten Wässern — mit viel organischen Stoffen — bedienen wir uns ebenfalls der bekannten Modifikation von L. W. Winkler[1]), da in der Regel diese Substanzen etwas Jod binden, wodurch etwas weniger Sauerstoff, als wirklich zugegen, gefunden wird. Winkler eliminiert den Fehler dadurch, daß er 100 ccm destilliertes Wasser und 100 ccm des zu untersuchenden Wassers mit je 10 ccm $\frac{n}{100}$ Jodlösung versetzt und nach etwa 10 Minuten mit $\frac{n}{100}$ Natriumthiosulfatlösung die Menge des Jods in beiden Flüssigkeiten bestimmt. Aus der Differenz ergibt sich der Korrektionswert, berechnet auf 100 ccm Wasser.

Bei Grund- und Oberflächenwässern dürfte jedoch dieses Verfahren nur höchst selten anzuwenden sein. Fast ausschließlich kommt die Modifikation bei Abwässern in Betracht.

Prüfung auf Blei.

Ein für den menschlichen Genuß dienendes Wasser soll nach Ansicht der Hygieniker am besten ganz frei von Blei sein. So wünschenswert diese Forderung auch ist, in der Praxis läßt sie sich bei Leitungen nicht immer erfüllen. Jedenfalls darf alsdann bei der großen Giftigkeit dieses Elementes — akkumulierende Wirkung — der Höchstgehalt in 1 l Wasser nicht mehr als 0,35 mg Blei, Pb[2]) betragen. Unter dieser Grenze dürften, wie die Erfahrungen in Dessau[3]) gezeigt haben, Gesundheitsschädigungen im allgemeinen nicht mehr beobachtet

---

[1]) Lunge, Chem.-techn. Untersuchungsmethoden. 5. Aufl. 1904. Bd. 1. S. 819.

[2]) Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 8. Aufl. Leipzig u. Wien 1907. S. 358. 383.

[3]) Arbeiten aus dem Kaiserl. Gesundheitsamte. Bd. 23. Heft 2. Berlin 1906.

Digitized by Google

werden[1]). Der durchschnittliche Bleigehalt des Dessauer Leitungswassers, wodurch im Jahre 1886 eine große Reihe von Vergiftungen bedingt wurden – von 28000 Einwohnern litten 92 unter heftigen Symptomen der Vergiftung —, betrug hier 4,14 mg Pb in 1 l Wasser. Im übrigen sei bemerkt, daß es nach Rubner und Abel, Vierteljahrsschrift für gerichtl. Med. u. öffentl. Sanitätswesen 1908. Bd. 35. 3. Folge. 2. Heft. S. 327, eine mathematisch genaue Trennung zwischen schädlichen einerseits und völlig unschädlichen Dosen andererseits in der belebten Welt bei keinem Gifte und bei keinem Desinfektionsmittel gibt.

Durch Versuche, die ich mit künstlichen Bleilösungen machte, konnte ich feststellen, daß schon ganz geringe Mengen dieses Metalles bei den meisten Personen durch einen typisch süßlichen, mehr oder weniger unangenehmen metallischen Geschmack des Wassers sich zu erkennen geben.

2 mg Pb in Form von Bleinitrat in 1 l destillierten Wassers gelöst, schmecken die meisten Menschen, während diese Menge z. B. im Berliner Leitungswasser gelöst bedeutend schwerer durch den Geschmack sich kundgibt.

Ob ein Wasser bleilösende Eigenschaften besitzt, ist am sichersten natürlich stets durch einen Versuch zu entscheiden, da aus der chemischen Analyse eines Wassers allein seine etwaige bleilösende Eigenschaft sich nicht immer ableiten läßt. Wohl wissen wir aus Erfahrung, daß Wässer mit mehr als 7 deutschen Härtegraden, zumal wenn diese zum größten Teil durch Kalziumbikarbonat — sog. vorübergehende oder wissenschaftlich besser ausgedrückt Karbonathärte — bedingt werden, und wenn sie nicht sauer, sondern schwach alkalisch reagieren, keine Nitrate und keine freie Kohlensäure enthalten, in der Regel Blei nicht oder nur in

[1]) Vergl. auch meine Original-Abhandlung im „Gesundheits-Ingenieur“ 30. 1907. S. 517—524: Die Bedeutung der freien Kohlensäure im Wasserversorgungswesen.

Digitized by Google

sehr geringer Menge lösen. Ein hoher Chlorgehalt[1]) des Wassers begünstigt dagegen im allgemeinen die Bleiaufnahme. In meiner Veröffentlichung „Über die Lösungsfähigkeit des Wassers für Blei und die quantitative Bestimmung kleinster Mengen Blei" (Pharm.-Ztg. 1906. Nr. 48) habe ich die gesamte Literatur hierüber kritisch zusammengestellt. Inzwischen sind mir verschiedene neue Arbeiten hierüber bekannt geworden:

1. P. Fortner, Über Bleivergiftung durch eine Wasserleitung. Archiv f. Hygiene. 1905. S. 325—334. Die Härte betrug 2,5°. Gelöst wurden bis zu 17,5 mg PbO in 1 l.

2. Helwes, Über Vergiftungen durch bleihaltiges Brunnenwasser. Vierteljahrsschr. für gerichtl. Med. und öffentl. Sanitätswesen 1906. Bd. 31. S. 408—433. Helwes hat 34 Fälle von Bleivergiftungen zusammengestellt, die auf den Genuß von bleihaltigem Wasser zurückzuführen waren. Auf dem Lande dürften Bleivergiftungen nach Helwes häufiger vorkommen, als man im allgemeinen es annimmt.

3. B. Latham, Bleivergiftung durch Leitungswasser. Journal für Gas- und Wasserversorg. 1906. Bd. 49. Nr. 23. S. 504. Die Lösung des Bleies wurde hier durch vagabundierende Ströme bewirkt, die dem blanken Rückleiter eines nahe gelegenen Elektrizitätswerkes entstammten und 1,8 Volt Spannung besaßen.

Über die Beeinflussung der Löslichkeit von Bleikarbonat ($PbCO_3$) im Wasser durch freie Kohlensäure gibt die nachstehende Tabelle von M. Pleißner (Über die Löslichkeit einiger Bleiverbindungen im Wasser. Arbeiten aus dem Kaiserl. Gesundheitsamte. Bd. 26. 1907. S. 384—443) Aufschluß:

---

[1]) Nach F. Fischer, Das Wasser. 3. Aufl. Berlin 1902. S. 37 ist es eine alte Erfahrung, daß Wässer mit hohem Gehalt an Chloriden weit mehr Bestandteile lösen als Wässer mit geringen Chlormengen.

Digitized by Google

1 l Wasser enthält mg freie CO_2 gelöst	Gehalt an Blei mg Pb im Liter
0,0	1,75
2,8	6,0
5,4	7,0
14,4	8,2
26,0	9,9
43,5	10,9
106,0	15,7

Die Löslichkeit des basischen Salzes $Pb_3(CO_3)_2(OH)_2$ beträgt nach Pleißner (l. c. S. 419) weniger als 0,04 mg Blei (Pb) in 1 l Wasser.

Vom Bleisulfat sind nach Pleißner bei 18°: 38,2 mg $PbSO_4$ und vom Bleichlorid: 9340 mg $PbCl_2$ in 1 l Wasser löslich.

Feststellung der Bleilösungsfähigkeit eines Wassers und Probeentnahme. Zur Feststellung der Bleilösungsfähigkeit eines Wassers ist es von größter Wichtigkeit, daß die anzustellenden Versuche richtig ausgeführt werden. Im folgenden soll hierzu eine praktische Anleitung gegeben werden:

Bei bestehender Wasserversorgung mit Bleileitungen oder da, wo sich bei einer neuen Wassergewinnungsstelle ein Bleirohr mit Leichtigkeit anbringen läßt, ist die Probeentnahme relativ einfach. Man läßt das Wasser 24 Stunden lang in der Leitung stehen und benutzt das zuerst ablaufende Wasser zur Untersuchung.

Läßt sich dieses Verfahren nicht oder nur mit gewissen Schwierigkeiten anwenden, so empfehle ich die weiter unten beschriebene Methode, die auch im Ministerialblatt für Medizinal- und medizinische Unterrichts-Angelegenheiten. 7. Jahrgang 1907. Nr. 11. S. 183 mitgeteilt ist. Gemeinsamer Erlaß der Minister der geistlichen, Unterrichts- und Medizinalangelegenheiten und des Innern vom 23. April 1907, betreffend die Gesichtspunkte für Beschaffung eines brauchbaren,

Digitized by Google

hygienisch einwandfreien Wassers. Auf Grund des Beschlusses des Bundesrates vom 16. Juni 1906.

Bekanntlich ist es zur Erzielung einwandfreier Ergebnisse unbedingt notwendig, die Wasserprobe so zu entnehmen, daß der ursprüngliche Gasgehalt des Wassers (Sauerstoff, Kohlensäure) möglichst wenig geändert wird. Die Entnahme des Wassers und die Einleitung der Untersuchung gründet sich im Prinzip auf eine Arbeit von Dr. Ruzicka (Archiv für Hygiene Bd. 41. 1902).

Der Versuch[1]) ist in folgender Weise anzustellen:

Man stellt in einen mit schräg abgeschnittenem Glasstopfen verschließbaren Standzylinder (Fig. 21) von ungefähr 1 l Inhalt ein der Höhe des Zylinders entsprechendes Stück eines halbierten, etwa 1—2 cm starken Bleirohrs ein, nachdem seine Oberfläche mit stark verdünnter Salpetersäure gereinigt, in destilliertem Wasser sorgfältig längere Zeit abgewaschen und darauf mit einem sauberen Tuch abgetrocknet und blank poliert ist. Dann wird das zu untersuchende Wasser in den Zylinder längere Zeit unter möglichster Vermeidung des Miteintritts von Luft eingeleitet (bis sich der Inhalt des Zylinders mehrere Male erneuert hat). Der Zylinder wird dann mit dem Glasstopfen so geschlossen, daß keine Luft zwischen dem Stopfen und dem Wasser mit eingeschlossen wird. Nach frühestens 24 Stunden wird der Zylinder geöffnet, das mit einer reinen Pinzette gefaßte Bleirohr mehrere Male durch das Wasser auf- und niedergezogen, um etwa anhaftende ungelöste Bleisalze von dem Bleirohr abzuschütteln, und das — unfiltrierte — Wasser

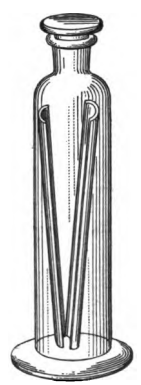


Fig. 21. Standzylinder für Bleiuntersuchung.

[1]) Vergl. auch Veröffentlichungen des Kaiserl. Gesundheitsamtes 1907. S. 773.

Digitized by Google

nach den bekannten Methoden auf seinen Bleigehalt untersucht Bei Versendung von Wasserproben ist das Versandgefäß nach mehrmaligem Durchspülen bis zum Rande zu füllen. Preis in vorschriftsmäßiger Ausführung 4 Mk.

Besitzt ein Wasser bleilösende Eigenschaften, so sind am zweckmäßigsten für Hausanschlüsse zunächst Gußröhren, welche bis zu 40 mm l. W. zu haben sind, zu verwenden. Im anderen Falle kommen verzinkte Eisenröhren oder Bleiröhren mit Zinneinlage in Frage. Letztere müssen jedoch technisch von tadelloser Ausführung sein. Innen geschwefelte oder verzinnte Bleiröhren bewähren sich infolge elektrolytischer Vorgänge nicht. Vergl. G. Kühnemann, Über die Verwendbarkeit verschiedener Rohrmaterialien für Hauswasserleitungen mit besonderer Berücksichtigung der Bleiröhren. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Med. und öffentl. Sanitätswesen 1904. Bd. 27. 2. 3. Folge. S. 314 ff.

Die schmiedeeisernen (verzinkten) Eisenrohre haben nach Bunte, Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. S. 736, abgesehen davon, daß bei ihnen gar keine hygienischen Bedenken vorliegen, den Vorzug größerer Widerstandsfähigkeit sowohl gegen äußere Verletzungen als auch gegen Druck und die von innen wirkenden Stöße des Wassers.

Die qualitative Prüfung auf Blei kann unter Umständen auch an Ort und Stelle sogleich bewirkt werden. Mitunter genügt schon der qualitative Nachweis. Aus der Intensität der Reaktion hat man meist einen Maßstab, ob viel oder wenig Blei in Lösung gegangen ist. Zum Nachweise von Blei im Wasser werden 300 ccm des in obiger Weise behandelten Wassers in einem hohen, auf weißer Unterlage stehenden farblosen Glaszylinder mit 3 ccm Essigsäure[1]) angesäuert und hierauf unter Umrühren mit 1,5 ccm einer 10%igen

[1]) Bei Anwendung von Salzsäure ist die Reaktion nicht so scharf. Man verwende hierbei nur Essigsäure „für analytische Zwecke", also chemisch rein.

Digitized by Google

wässerigen Lösung von chemisch reinem Natriumsulfid[1]) versetzt ($Na_2S + 9H_2O$ „für analytische Zwecke"). Das Gemisch muß sauer reagieren, da in alkalischer bezw. neutraler Lösung auch Eisen fällt. Eintretende Gelbbraun- bis Braunfärbung der Flüssigkeit, event. Ausscheidung braunschwarzer Flocken zeigen — Abwesenheit von Kupferverbindungen vorausgesetzt — Blei an. Nach meinen Beobachtungen können auf diese Weise 0,3 mg Pb in 1 l noch durch die bräunlich-gelbe Färbung nachgewiesen werden. Die Reaktion tritt fast sogleich ein. Die nach einigen Minuten entstehende weißliche Trübung der Flüssigkeit rührt von fein verteiltem Schwefel her, der sich durch Oxydation des Schwefelwasserstoffes an der Luft bildet.

Die quantitative Bestimmung von Blei in Wässern kann dagegen nur später im Laboratorium vorgenommen werden.

Die Ergebnisse der chemischen Bleiuntersuchung werden ebenfalls häufig in verschiedener Weise ausgedrückt wie: Bleioxyd, Bleisulfid, Bleiperoxyd, Bleisulfat, Bleichromat etc. Ich würde der Einheitlichkeit halber wie bei Eisen und Mangan empfehlen, Blei nur als Pb anzugeben.

Über die Verhältniszahlen obiger Verbindungen orientiert die nachstehende

Umrechnungstabelle.

1	Teil	PbO	= 0,93	Teile	Pb
1	„	PbS	= 0,87	„	„
1	„	PbO_2	= 0,87	„	„
1	„	$PbSO_4$	= 0,68	„	„
1	„	$PbCrO_4$	= 0,64	„	„
1	„	Pb	= 1,08	„	PbO.

[1]) Diese Methode halte ich für die einfachste und beste. Der vielfach empfohlene Nachweis als Bleichromat ist nicht so scharf und erfordert meist längere Zeit. Vergl. auch E. Schmidt, Ausführl. Lehrbuch d. Pharmazeut. Chemie. 5. Aufl. Braunschweig 1907. Bd. 1. S. 730. 731.

Digitized by Google

Biologische Untersuchung des Wassers.

Für eine abschließende Beurteilung von Wasser, besonders, wenn es sich um Oberflächenwasser handelt, sind biologische Untersuchungen oft nicht zu umgehen; namentlich bei der Frage einer etwaigen Verschmutzung von Flüssen, Seen etc. sind sie häufig von ausschlaggebender Bedeutung. Man vergleiche auf diesem Gebiete die Arbeiten von:

1. J. König, Maßnahmen gegen die Verunreinigung der Flüsse. Berlin 1903.
2. C. Metz, Mikroskopische Wasseranalyse. Berlin 1898.
3. Kolkwitz und Marsson, Mitteilungen der Kgl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorg. u. Abwässerbeseit. Berlin 1902 bis 1907. Heft 1—9. Ferner Arbeiten aus dem Kaiserl. Gesundheitsamte 1907, 1908.
4. P. Schiemenz, Zeitschrift f. Fischerei 1901—1907.
5. Whipple, George Chandler, The Microscopy of Drinking Water. 1905.
6. E. Senft, Mikroskopische Untersuchung des Wassers. Wien 1905.
7. Knauthe, Das Süßwasser. 1907.
8. B. Eyferth, Einfachste Lebensformen des Tier- und Pflanzenreiches. 3. Aufl. Braunschweig 1900.
9. K. Lampert, Das Leben der Binnengewässer. Leipzig 1899.

Die sichere Feststellung des Verschmutzungsgrades von Wässern ist nicht selten eine der schwierigsten Aufgaben, die oft nur durch eingehende örtliche Besichtigung verbunden mit der Untersuchung richtig (an geeigneten Stellen mit sachgemäßen Apparaten)[1]) entnommener Proben gelöst werden kann. In der überwiegenden Zahl der Fälle dürfte es sich, da vielfach wichtige Interessen auf dem Spiele stehen, empfehlen, einen biologischen Sachverständigen zuzuziehen.

Die Beurteilung des Zustandes der zu untersuchenden Gewässer geschieht nach den darin lebenden

[1]) Kolkwitz, Biologische Probeentnahme- und Untersuchungsinstrumente. Mitt. d. Kgl. Prüfungsanstalt. 1907. Heft 9.

Digitized by Google

Organismen, die nach R. Kolkwitz und M. Marsson, Mitt. d. Kgl. Prüfungsanstalt Heft 1, S. 46, Berlin 1902, in drei Gruppen geteilt werden: in Poly-, Meso- und Oligo-Saprobien; je nachdem sie an deutlich, mittelstark oder schwach bezw. kaum verunreinigten Stellen vorkommen[1]).

Zur Orientierung über die biologischen Instrumente sollen im nachstehenden einige derselben nach R. Kolkwitz (l. c.) kurz beschrieben werden und zwar

Ausziehstock,
Planktonnetz,
Pfahlkratzer,
Dretsche,
Planktonkammer,
Planktonlupe,
Einschlag-Lupe,
Exkursionsmikroskop.

Für eingehenderes Studium auf diesem Gebiete empfehle ich die Lektüre der zitierten Originalarbeit.

Fig. 22. Der Ausziehstock.

1. Der Ausziehstock (Fig. 22) hat bei vollem Auszug für praktische Zwecke am besten eine Länge von 1,5—2 m. Der Stock besteht aus 6 Gliedern, deren äußerstes etwa 30 cm lang ist. Alle seine Metallteile sind aus Messing gefertigt. Die Spitze hat einen Durchmesser von 8 mm, eine Länge von 30 mm und für den mittelst Messingkette befestigten Stift eine Lochweite von 4 mm. Das Loch wird vorteilhaft in der Mitte der Spitze angebracht. Zur Verhütung des Erstarrens der Hand durch die Berührung mit dem Metall im Winter ist der Stock mit gefirnißter Schnur umgeben. Die einzelnen Auszüge lassen sich ohne Anwendung

[1]) R. Kolkwitz und M. Marsson, Ökologie der pflanzlichen Saprobien. Berichte der Deutsch. Botan. Ges. 1908. Heft 7.

Digitized by Google

von Öl leicht ineinander schieben. Zur Reinigung verwendet man Alkohol. An der Spitze des Ausziehstockes können eine Reihe kleinerer biologischer Apparate befestigt werden. Der abgebildete Stock wiegt 450 g. Er läßt sich für den Transport bequem in einer Handtasche verpacken oder auch in die Rocktasche stecken. Bei den vielen Probeentnahmen seitens der Prüfungsanstalt hat er sich gut bewährt. Preis des Ausziehstockes 12—15 Mk.

Fig. 23. Das Planktonnetz.

2. Das Planktonnetz kleinsten Formates (Fig. 23) mit Vorrichtung zur Befestigung am Ausziehstock besteht im wesentlichen aus einem ca. 35 cm langen Seidenbeutel, welcher an seinem unteren Ende einen mit verschließbarem Ausflußrohr versehenen Metallbecher trägt. Die Maschenweite des Seidenstoffes (Müllergaze Nr. 16 – 20) beträgt etwa 0,05 mm; dieser feinste Seidenstoff ist also noch relativ grobmaschig. Das Öffnen und Schließen des Becherchens kann durch Metallhahn oder Quetschhahn geschehen. Soll das Netz geworfen oder hinter dem Boot hergezogen werden, so wird es mittelst des Ringes, der die drei Aufhängeschnüre vereinigt, mit einer gewachsten Schnur verbunden; soll es dagegen am Ausziehstock befestigt werden, so wird dazu die Aufsteckhülse verwendet. Bei Ausführung quantitativer Planktonfänge mit dem Netz schöpft man am besten das Wasser mit einem Litermaß und ermittelt die Planktonmenge aus 50 l. Preis des Netzes ca. 7 Mk.

3. Der Pfahlkratzer (Fig. 24) gehört zu den wichtigsten biologischen Probeentnahme-Instrumenten. Er wird in erster Linie zum Abkratzen von bewachsenen Pfählen, Bohlwerken etc. gebraucht, ferner zum Heraus-

Digitized by Google

fangen treibender Flocken, zum Heranziehen von Krautmassen, zum Heraufholen von Uferschlamm, kleinen Steinchen u. dergl. Preis etwa 3 Mk.

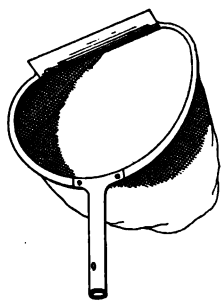


Fig. 24. Der Pfahlkratzer.

4. Die zusammenklappbare Dretsche (Fig. 25) ist viereckig, sie besitzt umlegbare Schneiden und Gleitbügel, wodurch der ganze Apparat auf Reisen möglichst kompendiös ist. Die Dretsche dient zur Aufnahme von Grundproben, wie Steinen, Schlamm, Schnecken etc. Zur Befestigung des Beutels sind im ganzen 44 Löcher angebracht. Behufs Anwendung wird sie an einer langen, gewachsten, starken Leine von 5 bis 8 mm Durchmesser befestigt und am Boden des zu untersuchenden Gewässers langsam hingezogen. Gewicht 2,6 kg. Preis ca. 35 Mk.

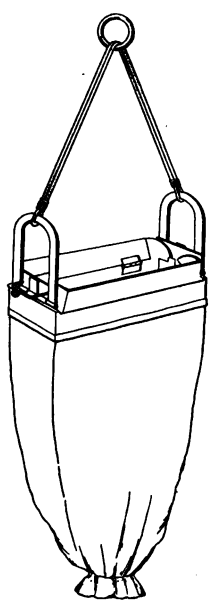


Fig. 25. Die zusammenklappbare Dretsche.

5. Die Planktonkammer (Fig. 26) faßt einen Raum von genau 1 ccm und dient zur direkten Entnahme einer kleinen, aber abgemessenen Wassermenge. Ist die Kammer gefüllt, so hält die Deckplatte durch Adhäsion von selbst fest; gleichwohl empfiehlt sich behufs besserer Beobachtung das Einschieben in eine locker übergepaßte Fassung von der in der Figur wiedergegebenen Form. Zur Reinigung der Kammern dient Schwefelsäure. Preis 3—4 Mk.

6. Die Planktonlupe (Fig. 27) ist eine 40fach vergrößernde Anastigmatlupe. (Firma Karl Zeiß-Jena). Sie hat den Zweck, auf Ex-

Digitized by Google

kursionen ein schwach vergrößerndes Mikroskop zu ersetzen und dient besonders im Verein mit der Planktonkammer dazu, die Planktonorganismen möglichst an Ort und Stelle zu erkennen. Preis ca. 60 Mk.

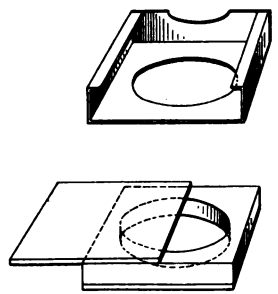


Fig. 26. Die Planktonkammer.

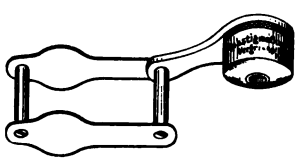


Fig. 27. Die Planktonlupe.

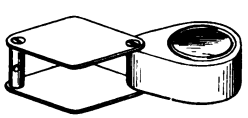


Fig. 28. Die aplanatische Einschlaglupe.

Fig. 29. Das Exkursionsmikroskop.

7. Die aplanatische Einschlaglupe (Fig. 28) vergrößert 14mal, sie dient zur Durchmusterung mancher Proben an Ort und Stelle, bei der eine geringere Vergrößerung ausreichend ist. Preis ca. 14 Mk.

Digitized by Google

8. Das Exkursionsmikroskop (Fig. 29) nach R. Kolkwitz, über das auch in der Pharmazeut.-Ztg. 1908, Nr. 51, von mir näher berichtet wurde, ist ein mit normalen Objektiven ausgestattetes Instrument von besonderer Leichtigkeit — Aluminium-Nickellegierung — und geringen Dimensionen bei völliger Stabilität und bilateral symmetrischem Bau. Die Vergrößerungen betragen 100 und 400. Pleurosigma angulatum wird aufgelöst. Zur Befestigung dieses Mikroskopes dient eine Klammer, die leicht an jedem Tisch etc. angebracht werden kann, wodurch das Instrument eine sehr große Standfestigkeit erlangt, die zumal auf schwankendem Dampfer recht wertvoll ist. Das Gewicht beträgt 600 g. Das Mikroskop ist von der Firma Otto Himmler, Berlin N 24, gefertigt. Preis 90—100 Mk.

Das Instrument hat sich stets gut bewährt.

Weitere chemische, biologische und bakteriologische Instrumente finden sich in zahlreichen Abbildungen in einem diesbezüglichen Spezialkatalog zusammengestellt, welcher von der Firma Paul Altmann, Berlin NW 6, vor kurzer Zeit herausgegeben worden ist.

Bei Untersuchung von Brunnen[1]), besonders von Schachtbrunnen, die erfahrungsgemäß meist ziemlich viele suspendierte Bestandteile enthalten, ist es sehr zweckmäßig, 50—100 l Wasser durch das Planktonnetz[2]) aus Seidengaze Nr. 20 abzufiltrieren und die im Netzbecher zurückgehaltenen Sink- und Schwebestoffe mit etwa 50 ccm Wasser in eine Flasche zu füllen und lebend zu untersuchen. Durch das Zufügen von Wasser

---

[1]) Kolkwitz, Die Biologie der Sickerwasserhöhlen, Quellen und Brunnen. Journal f. Gasbeleucht. u. Wasserversorg. 1907.

[2]) Zum Preise von etwa 7 Mk. zu beziehen durch Paul Altmann, Berlin NW. 6, Luisenstr. 47, oder Ed. Thum, Leipzig, Johannisallee 3.

Digitized by Google

soll bezweckt werden, daß die Organismen beim Versand nicht absterben. Dabei werden sich wichtige Anhaltspunkte für die hygienische Beurteilung eines Wassers ergeben und zwar teils aus dem Vorhandensein, teils aus dem Fehlen bestimmter Organismen und Beimengungen. Die entnommene Probe wird, falls sie nicht innerhalb 24 Stunden zur Untersuchung gelangt, nicht mit Wasser verdünnt, sondern mit ca. 1 ccm Formalin zur Konservierung versetzt.

Über die Nachteile der Flußverunreinigung für gewerbliche Betriebe vergl. am besten die Arbeiten aus dem Kaiserl. Gesundheitsamte 1907. Bd. 25. S. 358 ff. Dieser Veröffentlichung ist ein ausführliches Literaturverzeichnis beigegeben.

Nachweis von Mangan.

Durch das plötzliche Auftreten großer Mengen von Mangan im Breslauer Leitungswasser hat neuerdings dieses Metall besonders für Zentralwasserversorgungen eine erhöhte Bedeutung gewonnen. Über die Ursachen der Breslauer Grundwasserverschlechterung vergl. u. a. die Veröffentlichungen von

1. F. Beyschlag und R. Michael, Über die Grundwasserverhältnisse der Stadt Breslau. Zeitschrift für praktische Geologie. 1907. Bd. 15. S. 153—164.

2. H. Lührig, Über die Ursachen der Breslauer Grundwasserverschlechterung und die Mittel zu ihrer Behebung. Zeitschrift für Untersuchung der Nahrungs- und Genußmittel 1907. Bd. 14. S. 40 ff.

3. H. Lührig und A. Blasky, Mangan im Grundwasser der Breslauer Wasserleitung und die Frage der Abscheidung des Mangansulfates aus demselben. Chem.-Ztg. 1907. Bd. 31. S. 255—257.

4. R. Woy, Störung der Breslauer Wasserversorgung durch Mangansulfat. Zeitschrift f. öffentl. Chemie 1906. Bd. 12. S. 121—125.

Digitized by Google

Das Mangan ist ein sehr häufiger Begleiter des Eisens, mit dem es auch in chemischer Hinsicht viel Ähnlichkeit hat. Es ist ein weit verbreitetes Element. Man findet Mangan viel in oberflächlichen alluvialen Schichten, auch im pflanzlichen und tierischen Organismus trifft man es an.

Eine Reihe von Mineralwässern enthalten Manganverbindungen gelöst, z. B. die von Baden-Baden, Bilin, Eger, Fachingen, Gieshübel, Homburg, Kreuznach, Marienbad, St. Moritz, Pyrmont, Salzbrunn, Tarasp, Wildungen etc.

Geringe Mengen von Mangan enthalten außer in Breslau noch die Trinkwässer verschiedener Orte, besonders im Odertal, Stettin[1]); ferner z. B. Erlangen. Vergl. E. v. Raumer, Zeitschr. f. analyt. Chemie 1903. Bd. 42. S. 600. Björnstorp in Schweden, vergl. Mats Weibull-Äkarp, Zeitschr. f. Nahrungs- und Genußmittel 1907. Bd. 14. S. 403 ff. etc. etc.

In stark eisenhaltigen Wässern habe ich öfters Mangan nachweisen können. In den meisten Fällen war jedoch die Manganmenge sehr gering, unter 0,3 mg Mn im Liter.

Manganspuren hat K. B. Lehmann, Die Methoden der prakt. Hygiene, 2. Aufl. Wiesbaden 1901, bisweilen in fränkischen Wässern gefunden.

In technischer Beziehung hat das Vorkommen von Mangan in einem Wasser insofern große Bedeutung, als seine Verbindungen wie die des Eisens die Volumenvermehrung von Bakterien im Wasser befördern. Gewisse Crenothrixformen[2]) scheinen in manganhaltigem Wasser besonders gern zu wuchern. Ebenso wie die beim Eisen genannten Eisenbakterien Eisenver-

[1]) Chem.-Zeitg. 1906. S. 448.

[2]) B. Schorler, Die Rostbildung in den Wasserleitungsröhren. Zentralbl. f. Bakteriolog. II. Abt. 1906. Bd. 15. Nr. 17 u. 18. R. Kolkwitz, Biologie der Sickerwasserhöhlen, Quellen u. Brunnen. Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. Nr. 37. Über Röhrenreinigung vergl. unter Eisen.

Digitized by Google

bindungen einlagern, können auch Manganverbindungen gespeichert werden, wodurch die Leitungsröhren verstopft werden können[1]) und zwar häufig in noch höherem Grade, als es beim Eisen der Fall ist.

Proskauer war wohl einer der ersten, der auf das Vorkommen von Mangan im Trinkwasser sowie auf die hiermit verbundenen Übelstände hinwies. Schon 1891 beobachtete Proskauer[2]) Grundwässer, die größere Mengen von Manganoxydulverbindungen gelöst enthielten und die gleiche Mißstände in Leitungen wie Eisenoxydulverbindungen hervorriefen.

Bezüglich der sanitären Bedeutung des Mangans im Wasser heißt es in dem bereits mehrfach erwähnten gemeinsamen Erlaß der Minister der geistlichen, Unterrichts- und Medizinal-Angelegenheiten, sowie des Innern vom 23. April 1907[3]), betreffend Leitsätze für die Beschaffung hygienisch einwandfreien Wassers zu Nr. 7 der „Erläuterungen“: „Das Mangan läßt sich weniger leicht ausfällen. Das nicht ausfallende Mangan ist aber gesundheitlich indifferent; höchstens könnte seine Gegenwart bei der Verwendung des Wassers in der einen oder anderen Industrie lästig werden. Erfahrungen darüber sind jedoch bisher öffentlich nicht bekannt geworden.“ Nach C. Flügge[4]) liegt eine gesundheitsschädliche Wirkung des manganhaltigen Wassers nicht vor.

Für technische Betriebe wie Wäschereien, Bleichereien, Färbereien, Papier-, Stärke-Fabriken etc. ist manganhaltiges Wasser ebenso un-

[1]) J. König, Die Untersuchung landwirtschaftl. u. gewerbl. wichtiger Stoffe. 3. Aufl. Berlin 1906. S. 844.

[2]) Offizieller Bericht über die XVIII. Hauptversammlung d. Preuß. Medizinalbeamten-Vereins zu Berlin 1901. S. 58.

[3]) Ministerialblatt f. Medizinal- u. med. Unterrichtsangelegenheiten 1907. Nr. 11. S. 169.

[4]) Grundriß der Hygiene. 6. Aufl. Leipzig 1908. S. 133. Mangan wird übrigens in der Heilkunde gemeinsam mit Eisen vielfach innerlich gegen Bleichsucht angewendet.

Digitized by Google

geeignet wie eisenhaltiges. Nach H. Lührig und W. Becker[1]) machen sich schon wenige mg Mangan in 1 l Wasser bei der Wäsche höchst unangenehm bemerkbar. Selbst 0,5 mg Mangan (MnO) in 1 l erzeugen auf Wäsche eine geringe Dunkelfärbung. Bei Chlorkalkzusatz wird die Färbung noch verstärkt. Der viel verwendete Mineralfarbstoff Manganbraun-Bister = Mn_3O_4 wird ja durch Behandeln von Mangankarbonat mit Chlorkalklösung erhalten.

Über Entfernung von Mangan aus Wasser äußert sich Proskauer[2]), wie folgt:

„Die Abscheidung von Mangan geht zugleich mit dem Eisen durch Lüftung und Filtration vor sich. Der manganhaltige Schlamm unterscheidet sich von dem Eisenschlamm durch seine mehr oder weniger schwarzbraune Färbung — Eisenschlamm sieht rotbraun aus. — Enthält das Grundwasser jedoch viel Mangan neben wenig Eisen, so kann es vorkommen, daß das Mangan durch Lüftung nicht entfernt wird. Man hat in diesem Falle beobachtet, daß das Mangan sich in den Druckröhren der Leitung absetzt. Es scheint, als ob hier die Abscheidung durch Druck und Bewegung unter Luftzutritt sich vollzieht. Verstopfungen von Leitungsröhren durch Manganausscheidungen aus Wasser sind vielfach beobachtet worden."

Im allgemeinen hat man bislang gefunden, daß sich das Mangan durch Lüftung und Filtration etwas langsamer als das Eisen ausscheidet. Größere Erfahrungen stehen jedoch bis jetzt noch nicht zur Verfügung. Von Chemikalien zur Abscheidung von Mangan aus Wasser hat sich nach H. Lührig[3]) und R. Hajek[4]) Ätzkalk gut bewährt.

---

[1]) Chem.-Zeitg. 1908. S. 532.

[2]) Enzyklopädie der Hygiene von R. Pfeiffer und B. Proskauer. Leipzig 1905. Bd. 1. S. 419.

[3]) l. c.

[4]) Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. S. 767: Gelungene Ausscheidung der Manganverbindungen aus Tiefbrunnenwasser in Arad in Ungarn. Ferner C. Flügge, l. c. S. 153.

Digitized by Google

Analog dem Eisen dürfte das Mangan im Wasser in der Mehrzahl der Fälle als Bikarbonat[1]) gelöst sein. In Breslau ist es vorwiegend als Sulfat gelöst. Über die Verbindung des Mangans mit Humussäuren, die sogenannten Humate, vergl. G. J. Mulder in E. Wollny, Die Zersetzung der organischen und die Humusbildungen, Heidelberg. 1897. S. 217.

Mangankarbonat ist in Wasser fast unlöslich, sein Bikarbonat dagegen genau wie Eisenbikarbonat in Wasser löslich. Die Löslichkeit wird durch die Gegenwart freier Kohlensäure im Wasser noch erhöht. Wird ein solch manganhaltiges Wasser gerieselt und gefiltert, so entweicht zunächst die freie Kohlensäure aus dem Wasser und das Manganbikarbonat wird zum Teil durch Kontaktwirkung in das farblose Monokarbonat verwandelt, das an der Luft weiter hydrolytisch gespalten und in braune, nicht lösliche Mangano-Manganite übergeführt wird.

Ist in einem Wasser das Mangan als Bikarbonat gelöst vorhanden, so dürfte meines Erachtens nach vorstehendem die Entfernung dieses Metalles in der Regel ohne Chemikalienzusatz aus dem Wasser gelingen. In der inzwischen erschienenen Arbeit von H. Többen, Über die besten Verfahren der Reinigung des Grundwassers von Eisen und Mangan, Gesundh.-Ing. 1907, Nr. 46 und 47, schreibt Proskauer folgendes: „Durch sachgemäße Anordnung des Lüfters und Filters läßt sich das Mangan, wenn es in der gewöhnlich im Wasser vorkommenden Form des Manganbikarbonats anwesend ist, völlig beseitigen. Wasserversorgungsanlagen größerer und kleinerer Art haben dies bewiesen.“ Ist, wie in Breslau, jedoch das Mangan nicht als Karbonat, sondern z. B. als Sulfat gelöst, so ist bei der Beständigkeit dieser Verbindungen atmosphärischen Einflüssen gegenüber eine Behandlung des Wassers mit Chemikalien kaum zu umgehen.

[1]) Vergl. auch E. Schmidt, Ausführl. Lehrbuch d. pharm. Chemie. 5. Aufl. Braunschweig 1907. Bd. 1. S. 173 ff. u. S. 484.

Digitized by Google

Läßt man Ätzkalk auf Mangansulfat einwirken, so entsteht:

$$MnSO_4 + CaO + H_2O = CaSO_4 + Mn(OH)_2$$

Manganhydroxydul, eine in Wasser etwas lösliche[1]) voluminöse Verbindung von weißer Farbe, die bei Luftzutritt rasch durch Oxydation in braunes und in Wasser fast unlösliches Manganhydroxyd übergeht:

$$2Mn(OH)_2 + O + H_2O = 2Mn(OH)_3.$$

Der Nachweis bezw. die Bestimmung von Mangan kann natürlich jederzeit später im Laboratorium an eingesandten Proben vorgenommen werden. Unter Umständen kann es jedoch nach vorstehendem von großem Wert sein, sogleich zu wissen, ob ein für eine Zentral-Wasserversorgung bestimmtes Wasser manganhaltig ist oder nicht. Im positiven Falle wäre im Anschluß an die bei der Entnahme gemachten Ermittelungen quantitative Bestimmungen im Laboratorium erforderlich. Das Mangan ist mit Recht ein unangenehmer Bestandteil[2]) des Wassers, ganz besonders schon deshalb, weil seine Entfernung im allgemeinen schwieriger als die des Eisens ist.

Anschließend hieran sei noch kurz erwähnt, daß das Vorkommen von Manganverbindungen besonders von Braunstein in Oberflächenwässern, Seen, Flüssen etc. für die Fischzucht sehr nachteilig ist. Der fein verteilte Manganschlamm[3]) setzt sich beim Atmen der Fische mit dem Atemwasser auf die Kiemen fest, wodurch Erstickung der Fische bewirkt wird. Auch hält der Manganschlamm — selbst in ganz dünner Lage unter 0,5 mm schon — das Tageslicht mehr oder

[1]) 5,3 mg $Mn(OH)_2$ sind in 1 l Wasser löslich nach Landolt-Börnstein, Physik.-Chem. Tabellen. 3. Aufl. Berlin 1905. S. 552.

[2]) Vergl. auch O. Materne, Manganhaltige Ablagerungen in den Röhren der Wasserleitung von Verviers. Bull. Soc. Chim. de Belg. 1904. Bd. 18. 365–367.

[3]) B. Hofer, Allgem. Fischerei-Zeitg. 1894. S. 394.

Digitized by Google

weniger ab, so daß eine normale Entwickelung der Fische nicht stattfinden kann.

Nach R. Leuckart[1]) beeinträchtigt die fortgesetzte Verunreinigung mit Braunsteinschlamm den Fischreichtum der Flüsse im höchsten Grade und droht denselben allmählich sogar gänzlich zu zerstören.

Zum qualitativen Nachweis von Mangan sind verschiedene Methoden bekannt. Für vorstehende Zwecke halte ich die von Volhard[2]) modifizierte Methode für recht geeignet. Sie ist relativ einfach — auch für Nichtchemiker — und äußerst scharf. Zur Ausführung werden etwa 25 ccm des frisch geschöpften Wassers mit ca. 10 ccm reiner konzentrierter Salpetersäure in einem Becherglase oder noch besser Kochschem Kölbchen zum Kochen erhitzt. Man entfernt jetzt die Flamme und setzt zur Vermeidung eines Siedeverzuges erst nach etwa 2 Minuten eine Messerspitze (ca. 0,5 g) voll chemisch reinen Bleisuperoxydes[3]) unter Umschütteln hinzu und erhitzt weitere 2 bis 5 Minuten zum Sieden noch. Man läßt nun absitzen und beobachtet die über dem Bodensatz stehende klare Flüssigkeit gegen einen weißen Hintergrund. Ist das Wasser manganhaltig, so sieht die Flüssigkeit durch die gebildete Übermangansäure je nach der vorhandenen Menge schwach bis deutlich violettrot gefärbt aus. Nach von mir angestellten Versuchen können 0,05 mg Mn in 1 l Wasser auf diese Weise noch erkannt[4]) werden.

---

[1]) In J. König, Die Verunreinigung der Gewässer. 2. Aufl. Berlin 1899. Bd. 1. S. 91.

[2]) Ann. Chem. u. Pharm. 1879. S. 362; Meerburg, Chem.-Zeitg. 1905. S. 1466.

[3]) Man kann als Oxydationsmittel auch Mennige verwenden. Nur muß diese chemisch rein, besonders natürlich manganfrei sein. Ich verwende zum Mangan-Nachweise stets Bleisuperoxyd nach Dennstedt.

[4]) Zum Nachweise von Mangan im Wasser sind noch eine Reihe anderer Methoden bekannt, die meines Erachtens der oben

Digitized by Google

Die sich hierbei abspielenden chemischen Vorgänge zeigen nachstehende Gleichungen:

I. $2\,Mn(HCO_3)_2 + 4\,HNO_3 = 2\,Mn(NO_3)_2 + 4\,CO_2 + 4H_2O$

II. $2\,Mn(NO_3)_2 + 5\,PbO_2 + 6\,HNO_3 = 2\,HMnO_4 + 5\,Pb(NO_3)_2 + 2\,H_2O.$

Der Gehalt der Wässer an Chloriden ist hierbei in den weitaus meisten Fällen ohne störenden Einfluß. Nur bei sehr hohem Chlorgehalt — etwa über 500 mg Cl in 1 l Wasser — kann sich beim Kochen der Probe mit Salpetersäure Nitrosylmonochlorid, freies Chlor und salpetrige Säure entwickeln, welche die Manganreaktion beeinflussen.

I. $3\,HCl + HNO_3 = 2\,H_2O + NOCl + 2\,Cl$

II. $NOCl + H_2O = HCl + HNO_2$

III. $HMnO_4 + 7\,HCl = MnCl_2 + 5\,Cl + 4\,H_2O.$

In solchen Fällen kann jedoch durch längeres Kochen vor Zusatz des Bleisuperoxydes die Salzsäure als Chlor völlig ausgetrieben und darauf die Reaktion, wie üblich, ausgeführt werden.

Die im Wasser vorhandenen organischen Stoffe, ferner Ferroverbindungen, salpetrige Säure, Schwefelwasserstoff etc. beeinträchtigen die Reaktion nicht, da sie vorher durch das Erhitzen mit Salpetersäure oxydiert bezw. durch das Kochen ausgetrieben werden.

---

beschriebenen an Einfachheit, Zuverlässigkeit und Schärfe nicht überlegen sind. Nachstehend seien einige Literaturstellen angegeben:

I. Proskauer und Croner, Gesundheitsingenieur 1905. S. 197.

II. H. Noll, Zeitschr. f. angew. Chemie 1907. S. 490.

III. M. Marshall, Chem. News 1904. Bd. 83. S. 76.

IV. H. E. Walters, Chem. News 1904. Bd. 84. S. 239.

V. G. Baumert und P. Holdefleiß, Zeitschr. f. Untersuch. d. Nahrungs- u. Genußm. 1904. S. 177.

VI. Lührig und Becker, Pharm. Zentralhalle 1907. Nr. 8.

Digitized by Google

Die Ergebnisse der chemischen Manganuntersuchung werden vielfach in verschiedener Weise ausgedrückt wie: Manganoxydul, Mangankarbonat, Mangansulfat, Mangansulfid, Manganoxyduloxyd, Manganpyrophosphat etc. Ich würde der Einheitlichkeit halber empfehlen, Mangan nur als Mn anzugeben.

Über die Verhältniszahlen obiger Verbindungen orientiert die nachstehende

Umrechnungstabelle.

1	Teil	MnO	= 0,77	Teile	Mn	
1	„	$MnCO_3$	= 0,48	„	„	
1	„	$MnSO_4$	= 0,36	„	„	
1	„	MnS	= 0,63	„	„	
1	„	Mn_3O_4	= 0,72	„	„	
1	„	$Mn_2P_2O_7$	= 0,39	„	„	
1	„	Mn	= 1,29	„	MnO.	

Digitized by Google

Schemata für die Untersuchung von Grund- und Oberflächenwasser.

Werden nach Beendigung der Voruntersuchungen an der Entnahmestelle Wasserproben einem Laboratorium zur weiteren Prüfung übersandt, so ist es häufig wünschenswert, sogleich noch Angaben über die Art und Ausdehnung der Untersuchung auf diese oder jene Substanzen bei den einzelnen Proben zu machen. In den beifolgenden Schematen sind einige Beispiele für die Untersuchung von Trink- und Brauchwasser sowie Kesselspeise- und Oberflächenwasser aufgeführt.

Wie die einzelnen Muster erkennen lassen, stellen diese verschiedene Grade der geringeren oder weitgehenderen Untersuchung eines Wassers dar; sie sollen lediglich Anhaltspunkte geben für den Umfang einer Wasseruntersuchung für verschiedene Zwecke der Benutzung. Eine einfache Übertragung auf alle in Betracht kommenden Fälle darf natürlich nicht stattfinden. Es muß in praxi jedes Schematisieren möglichst vermieden werden. Die angegebenen Muster sollen, wie gesagt, nur Anhaltspunkte bieten für den speziellen Fall im einzelnen.

Die einzelnen Schemata habe ich der in der chemischen Abteilung der Königlichen Versuchs- und Prüfungsanstalt für Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung in Berlin ausgearbeiteten Zusammenstellung entnommen. Ihre Benutzung wurde mir auf meinen Wunsch in bereitwilligster Weise gewährt.

Digitized by Google

I. Trink- und Brauchwasser.

Schema 1.

Bei Einzelbrunnen für Trink- und Wirtschaftswässer, Gefängnisbrunnen, Strafanstaltsbrunnen etc., Schulbrunnen etc., Forsthausbrunnen etc.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Suspendierte Stoffe, qualitativ.
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Salpetersäure, qualitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, qualitativ.

Chlor, quantitativ.
Eisen, quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Gesamthärte, quantitativ (deutsche Grade), mit Seifenlösung nach Clark.

Schema 2.

Bei kleineren Wasserversorgungen für Gemeinden.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Suspendierte Stoffe, qualitativ.
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Digitized by Google

Salpetersäure, bei viel quantitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, qualitativ; bei viel quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Eisen quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Gesamthärte, quantitativ (deutsche Grade), mit Seifenlösung nach Clark.
Temporäre (Karbonat-) Härte, quantitativ.
Bleibende (Mineralsäure-) Härte, berechnet.

Freie Kohlensäure, qualitativ mit Rosolsäure, eventl. quantitativ.
Schwefelwasserstoff, qualitativ.
Mangan, qualitativ, eventl. quantitativ.
Eventl. Prüfung auf Bleilösungsfähigkeit.

Schema 3.

Bei größeren Zentralwasserversorgungen.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Suspendierte Stoffe, qualitativ.
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Salpetersäure, event. quantitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, event. quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Eisen, quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Digitized by Google

Kalk, quantitativ.
Magnesia, quantitativ.
Temporäre (Karbonat-) Härte, quantitativ.
Gesamthärte (deutsche Grade), berechnet.
Bleibende (Mineralsäure-) Härte, berechnet.

Freie Kohlensäure, event. quantitativ.
Schwefelwasserstoff, qualitativ.
Mangan, event. quantitativ.
Event. Prüfung auf Bleilösungsfähigkeit.

Schema 4.

Für ausführliche Wasseruntersuchungen.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Alkalität, event. quantitativ mit $\frac{n}{10}$ Säure, Methylorange als Indikator.

Suspendierte Stoffe, event. quantitativ.
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Salpetersäure, event. quantitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, event. quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Eisen, quantitativ.
Schwefelsäure, quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Kalk, quantitativ.
Magnesia, quantitativ.
Temporäre (Karbonat-) Härte, quantitativ.
Gesamthärte (deutsche Grade), berechnet.
Bleibende (Mineralsäure-) Härte, berechnet.

Digitized by Google

Abdampfrückstand.
Glühverlust.
Freie Kohlensäure, event. quantitativ.
Schwefelwasserstoff, qualitativ.
Mangan, event. quantitativ.
Event. Prüfung auf Bleilösungsfähigkeit.

Schema 5.

Für Kesselspeisewässer.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Suspendierte Stoffe, qualitativ.
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Salpetersäure, qualitativ, event. quantitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, qualitativ, event. quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Eisen, event. quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Kalk, quantitativ.
Magnesia, quantitativ.
Temporäre (Karbonat-) Härte, quantitativ.
Gesamthärte (deutsche Grade), berechnet.
Bleibende (Mineralsäure-) Härte, berechnet.

Abdampfrückstand.
Schwefelsäure, event. quantitativ.

Digitized by Google

II. Oberflächenwasser.

(Feststellung des Reinheitsgrades von Flüssen, Seen etc.).

Schema 6.

Für eingesandte Proben, Kontrollen etc.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Suspendierte Stoffe, qualitativ. (Durchsichtigkeitsbestimmung.)
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Salpetersäure, qualitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, event. quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.
Schwefelwasserstoff, qualitativ.

Schema 7.

Für etwas ausführlichere, aber immer noch kleine Untersuchungen.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion.

Suspendierte Stoffe, event. quantitativ (Gesamtmenge, Glühverlust, Glührückstand).
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Digitized by Google

Salpetersäure, qualitativ, eventl. quantitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, event. quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Gelöster Sauerstoff (nicht an eingesandten Proben zu bestimmen), quantitativ.

Schwefelwasserstoff, qualitativ.
Event. Eisen und Mangan.

Schema 8.

Für umfangreichere Untersuchungen.

Die Bestimmungen werden im unfiltrierten Wasser ausgeführt.

Klarheit.
Farbe.
Geruch.
Reaktion, event. quantitativ.

Suspendierte Stoffe, quantitativ (Gesamtmenge, Glühverlust, Glührückstand).
Mikroskopisch-biologischer Befund.

Salpetersäure, eventl. quantitativ.
Salpetrige Säure, qualitativ.
Ammoniak, event. quantitativ.

Chlor, quantitativ.
Kaliumpermanganatverbrauch, quantitativ.

Kalk, quantitativ.
Magnesia, quantitativ.

Digitized by Google

Abdampfrückstand, quantitativ (Gesamtmenge, Glühverlust, Glührückstand).
Schwefelsäure, quantitativ.
Säurebindungsvermögen, quantitativ.

Gelöster Sauerstoff (nicht an eingesandten Proben zu bestimmen).
Sauerstoffzehrung (nicht an eingesandten Proben zu bestimmen).
Schwefelwasserstoff, qualitativ.
Eisen und Mangan, event. quantitativ.

Digitized by Google

Über normale chemische Zusammensetzung von Grund- und Oberflächenwasser.

Im Schlußkapitel seien noch einige Angaben über die normale chemische Zusammensetzung von Grund- und Oberflächenwasser gemacht. Einleitend muß jedoch gleich bemerkt werden, daß ich diesen Abschnitt nur auf ganz speziellen, von verschiedenen Seiten angeregten Wunsch verfaßt habe. Ich bin mir bewußt, daß diese Aufgabe allgemein nicht oder mindestens sehr schwer zu lösen ist. Die nachstehenden Zahlen sind von mir auf Grund eigener Untersuchungen sowie unter weitgehender Berücksichtigung der mir zur Verfügung stehenden Literatur zusammengestellt.

I. Trink- und Wirtschaftswasser.

Früher war es allgemein üblich, sogenannte „Grenzzahlen" für den Gehalt eines guten Trink- und Wirtschaftswassers aufzustellen. Dies ist jedoch nicht zutreffend. Man kennt viele Wässer mit hohem Gehalt an Chloriden, Kalk- und Magnesiaverbindungen, organischen Stoffen etc., die hygienisch durchaus einwandfrei sind. Man vergleiche z. B. nur einmal die bekannte Tabelle von H. Bunte[1]) über die chemische Zusammensetzung des Leitungswassers der größten deutschen Städte. Aus dieser Zusammenstellung ist

[1]) Chem. Beschaffenheit des Leitungswassers deutscher Städte. Journal f. Gasbeleuchtg. u. Wasserversorg. 1890.

Digitized by Google

deutlich ersichtlich, daß genaue Grenzwerte für Wasser sich nicht geben lassen. J. König sagt in seinem Werke: Die Verunreinigung der Gewässer, 2. Aufl. Bd. I. Berlin 1899: „Die Trinkwasserfrage will wie die der Flußverunreinigung örtlich geprüft sein.

Für die Brunnenwässer eines Ortes kann als Regel gelten, daß der durchschnittliche Gehalt desselben den durchschnittlichen Gehalt des natürlichen, nicht verunreinigten Wassers derselben Gegend und derselben Bodenformation nicht wesentlich überschreiten darf."

Immerhin erscheint es in praxi wünschenswert, gewisse Anhaltspunkte für die chemische Zusammensetzung normaler Trink- und Wirtschaftswässer mitzuteilen, die lediglich als Vergleichswerte dienen sollen. Auf Grund sehr vieler Wasseruntersuchungen, die ich im Laufe der Jahre in der Königlichen Versuchs- und Prüfungsanstalt für Wasserversorgung und Abwässerbeseitigung ausgeführt habe, bin ich zu nachstehendem Ergebnis — Durchschnittswerte [1]) — gelangt, das im wesentlichen auch mit den in der Literatur längst bekannten Grenzzahlen für gutes Trinkwasser übereinstimmt.

In guten Wässern sind enthalten, ausgedrückt in Litermilligramm — lmg:

Abdampfrückstand: unter 500
Salpetersäure (N_2O_5): „ 30
Salpetrige Säure (N_2O_3): fehlt.

Anmerkung. Das aus einer Enteisenungsanlage austretende Wasser enthält anfangs mitunter Spuren von N_2O_3, die durch Oxydation aus dem NH_3 entstanden sind.

Ammoniak (NH_3): Spuren. In eisenhaltigen Grundwässern oft bis 0,5 ja 1 mg NH_3 im Liter.

---

[1]) Vorwiegend für die norddeutsche Tiefebene.

Digitized by Google

Chlor (Cl):	unter 30
Schwefelsäure (SO_3):	„ 60
Kaliumpermanganat-Verbrauch:	„ 12
Gesamthärte (deutsche Grade):	„ 18

Anmerkung. Bei durch Bleiröhren fließenden Leitungswässern betrage die vorübergehende (Karbonat-)Härte am besten nicht unter 7^0. Vergl. den Abschnitt über die „Untersuchung auf Blei".

Reaktion gegen Lackmuspapier: schwachalkalisch.

Anmerkung. Bei Leitungswasser mit geringer Härte betrage der Gehalt an gelöstem Luftsauerstoff zur Vermeidung von Korrosionen des Rohrmaterials am besten nicht mehr als 4—5 ccm Sauerstoff in 1 l. Vergl. den Abschnitt über die „Bestimmung des in Wasser gelösten Sauerstoffes".

II. Kesselspeisewasser.

Anschließend hieran seien noch kurz einige Angaben über die chemische Zusammensetzung eines guten Kesselspeisewassers gemacht. Die nachstehenden Zahlen — Milligramm in 1 l — sollen ebenfalls nur als Anhaltspunkte gelten:

Reaktion gegen Lackmuspapier:	schwachalkalisch.
Salpetersäure (N_2O_5):	unter 100
Ammoniak (NH_3):	„ 1
Chlor (Cl):	„ 200
Schwefelsäure (SO_3):	„ 20—30
(Gips ist der gefährlichste Kesselsteinbildner)	
Kaliumpermanganat-Verbrauch	„ 60.

Vergl. u. a. Zeitschr. d. Ver. deutsch. Ingenieure 1896. S. 609.

Digitized by Google

Freie Kohlensäure: höchstens Spuren.

Luftsauerstoff: möglichst wenig.

Schwefelwasserstoff: höchstens Spuren.

Gesamthärte (deutsche Grade): Nach E. Heidepriem, Die Reinigung des Kesselspeisewassers. Berlin 1899.

Für leicht zu reinigende Großwasserraumkessel (Flammrohrkessel) unter 12°.

Bei schwer oder gar nicht befahrbaren, besonders Wasserrohrkesseln unter 6°.

Bleibende (Mineralsäure-)Härte, wenn sie vorwiegend durch Sulfate (Gips) bedingt ist: unter 2—3°.

Abdampfrückstand: unter 200—300. Kieselsäure (SiO_2): unter 15. Vergl. u. a. W. Thörner, Chem. Zeitg. 1905. S. 802 und R. Krzizan, Chem. Zeitg. 1906. S. 354.

Die vorstehenden Zahlen dürfen natürlich bloß zur ungefähren Orientierung dienen.

Das Kesselblech wird nach H. Ost, Lehrbuch d. chem. Technologie. 6. Aufl. Hannover 1907, ferner angegriffen: durch freie Säuren, auch Humussäuren, Öl, Fett, Teer, Chlormagnesium, Zucker etc. Vergl. auch J. König, l. c. Bd. 1. S. 95 ff; O. Kröhnke, Die Reinigung des Wassers. Stuttgart 1900. S. 86 ff.; F. Fischer, Das Wasser. 3. Aufl. Berlin 1902 und E. E. Basch, Beiträge zur Untersuchung von Kesselspeisewasser. Chem.-Zeitg. 1905. S. 878 ff.

III. Fluß-, Seewasser etc.

Noch schwieriger ist es meines Erachtens, nähere Anhaltspunkte für den Begriff „Flußverunreinigung“ zu geben. Die chemische Zusammensetzung der deutschen Flüsse ist sehr verschieden. Grenzzahlen lassen sich bei Oberflächenwasser meist nur schwer aufstellen. Flußverunreinigungen ersten Grades rufen fast immer eine

Digitized by Google

bedeutende Schlammbankbildung sowie eine Hebung der Flußsohle an der Einmündungsstelle von Abwässern hervor. Nachstehend sei zur Orientierung die Züricher Verordnung[1]) vom 1. Juni 1881 mitgeteilt, die auch K. B. Lehmann in seinen „Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. Wiesbaden 1901. S. 260 u. 261 abgedruckt hat.

„Diese verlangt, daß fließendes Wasser 50 m von der Einlaufstelle des Abwassers, stehendes 100 m von derselben entfernt nicht mehr in 1 l enthalten darf als:

a) Soviel gelöste oder suspendierte organische Stoffe als 60 mg Kaliumpermanganat verbrauchen.

b) 1 mg organischen Stickstoff.

c) 2 mg Kupfer oder Blei. (Die Bleizahl halte ich für zu hoch. 0,5 mg Pb in 1 l würde ich für diese Zwecke schon als höchstzulässig bezeichnen. Vergl. unter „Blei". D. Verf.)

d) 0,05 mg Arsen in irgend einer Form.

e) 1 mg wirksames Chlor (durch Säuren frei werdend).

f) 1 mg Schwefelwasserstoff (eventl. in Form von Sulfid durch Säuren frei werdend).

g) Soviel Alkali, daß die Alkalität 10 ccm Normalkalilauge in 1 l entspricht.

h) Soviel freie Säure, daß die Azidität 10 ccm Normalsalzsäure in 1 l entspricht.

i) Soviel färbende Substanz, daß das Wasser in 10 cm hoher Schicht in einem weißen Gefäße noch keine bestimmte Farbe zeigt."

Über Verunreinigungen der Gewässer vergl. u. a. außer K. B. Lehmann noch J. König, l. c.

[1]) Vergl. Schlatter, Zeitschr. f. Hygiene Bd. 9.

Digitized by Google

und Maßnahmen gegen die Verunreinigung der Flüsse. Berlin 1903; K. Knauthe, Das Süßwasser. Neudamm 1907 und M. Rubner, Lehrbuch der Hygiene. 8. Aufl. Leipzig und Wien 1907; ferner die Abschnitte über die biologische und bakteriologische Wasseruntersuchung sowie über die Bestimmung des in Wasser gelösten Sauerstoffes in diesem Buche. Ferner H. Grosse-Bohle, Prüfung und Beurteilung des Reinheitszustandes der Gewässer, Zeitschr. f. Untersuchung der Nahrungs- und Genußmittel 1906. Bd. 12. Heft 1 u. 2. Holtz, Die Fürsorge für die Reinhaltung der Gewässer auf Grund der allgemeinen Verfügung vom 20. Febr. 1901. Berlin 1902.

IV. Fischereiwasser.

Bei der in Deutschland jetzt allgemein zunehmenden Bedeutung des Fischereiwesens seien noch kurz die Anforderungen aufgezählt, die man an die chemische Beschaffenheit des Fischwassers zu stellen pflegt. Die Angaben verdanke ich der sehr gefälligen privaten Mitteilung des Direktors des Königlichen Institutes für Binnenfischerei am Müggelsee bei Friedrichshagen und Professors an der Landwirtschaftl. Hochschule in Berlin, Herrn Dr. P. Schiemenz.

Im allgemeinen lieben Fische ein helles und klares Wasser.

Der Gehalt des Wassers an gelöstem Luftsauerstoff betrage nicht unter 1 ccm Sauerstoff pro 1 l.

Welchen Einfluß die in den Gewässern enthaltenen verschiedenen chemischen Substanzen auf die Fische ausüben, ist uns bisher noch so gut wie ganz unbekannt. Wir wissen wohl, daß ein zu großer Mangel an Eisen und Kalk auf die Gewässer insofern ungünstig einwirkt, als sich dann wenige niedere Algen und wenige niedere, den Fischen als Nahrung dienende Tiere entwickeln; umgekehrt aber wird ein zu großer Gehalt

Digitized by Google

an Eisen und Kalk der Fischerei dadurch schädlich, daß die Entwickelung der niederen Tierwelt stark herabgedrückt wird. Ein zu hoher Eisengehalt im Wasser ist ferner schädlich für die Entwickelung der Fischeier und der Brut und kann durch seinen starken Sauerstoffverbrauch (bei der Oxydation der Oxydulsalze in Oxydsalze), besonders bei starkem Gehalt an organischen Stoffen, mögen dieselben von einem reichen Pflanzenleben oder von Abwässern herstammen, zum Verderben des Wassers und daher zum Aussticken der Fische führen.

Was den Gehalt an Kochsalz anlangt, so hindert ein hoher Gehalt (0,8 %) die Entwickelung der Eier des Lachses und der Forelle und hierauf ist es wohl auch zurückzuführen, daß die Lachse und Meerforellen zum Laichen (Ablage der Eier) aus dem Meere in die Süßwasserströme und -Flüsse aufsteigen. Im allgemeinen zeigen sich die Fische in bezug auf die salzige Beschaffenheit des Wassers außerordentlich anpassungsfähig, was wohl am besten dadurch illustriert wird, daß nicht nur die eigentlichen Wanderfische, als Lachse, Aale, Meerstinte u. a. ohne Schaden aus dem Meerwasser in das Süßwasser, als auch umgekehrt übertreten, sondern daß auch unsere eigentlichen Süßwasserfische, als Hecht, Barsch, Kaulbars, Plötze, Stichlinge usw. es ohne weiteres vertragen, wenn sie z. B. aus dem Süßwasser in die Ostsee gelangen, ja, wie es scheint, sich sogar durch einen plötzlichen Wechsel in dieser Beziehung gar nicht beeinträchtigt fühlen, derart, daß sich in gewissen Teilen der Ostsee (Rügen, Küste Mecklenburgs) diese Fische direkt angesiedelt haben. Andere Fische hingegen, als Zander, Bleie, Schleie, Karauschen usw. vertragen wohl auch diesen Wechsel, suchen ihn aber, soweit sie können, zu vermeiden, d. h. suchen immer das Süßwasser wieder zu gewinnen.

Alle diese Beobachtungen beruhen bisher aber nur auf praktischen Erfahrungen; planmäßige Arbeiten darüber, welche Gewichts-Mengen von den im freien Wasser

Digitized by Google

vorkommenden Substanzen von den Fischen gut oder schlecht vertragen werden, besitzen wir zurzeit leider noch nicht und es gehen sogar auch die praktischen Ansichten z. B. über die relative Bekömmlichkeit des harten und weichen Wassers für die einzelnen Fischarten sehr auseinander.

Über Literatur betreffend Fischereiwasser vergl. u. a. K. Eckstein, Fischerei und Fischzucht, Leipzig 1902; J. König, l. c.; K. Knauthe, l. c.; C. Lampert, Das Leben der Binnengewässer. Leipzig 2. Aufl. 1908; C. Weigelt, Unsere natürlichen Fischgewässer, Berlin 1900, und Vorschriften für die Entnahme und Untersuchung von Abwässern und Fischgewässern, Berlin 1900; Derselbe, Wirkung verschiedener Stoffe auf Fische, Archiv für Hygiene 1885, Bd. 39; B. Hofer, Berichte aus der Königl. Bayerischen Biologischen Versuchsstation in München. Bd. 1. Stuttgart 1908; Derselbe, Über Mittel und Wege zum Nachweis von Fischwasserverunreinigung durch Industrie und Städteabwässer, Allgemeine Fischereizeitung. München 1901; P. Schiemenz, Zeitschr. f. Fischerei 1901—1907; E. Walter, Die Fischerei als Nebenbetrieb des Landwirtes und Forstmannes. Neudamm 1903.

Digitized by Google

Literatur.

(Neben der bereits in den Fußnoten etc. angegebenen.)

Abel, R., Bakteriologisches Taschenbuch. 11. Aufl. Würzburg 1907.

Arnold, C., Anleitung zur qualitativen Analyse anorganischer und organischer Stoffe. 5. Aufl. Hannover 1905.

Baucher, F., Analyse chimique et bactériologique des eaux potables et minérales. Paris 1904.

Beythien, A., Über ein Vorkommen von Eisenbakterien im Leitungswasser. Zeitschr. f. Untersuchung von Nahrungs- und Genußmitteln 1905. Bd. 9. S. 529 ff.

Blücher, Das Wasser. 1900.

Brouardel, Intoxication chronique par le Plomb. Annales d'hygiene publique. Février 1904.

Bunte, Verwendung von Bleiröhren für Wasserleitungen im Journal f. Gasbel. u. Wasserversorgung 1889. S. 556.

Derselbe, Journal f. Gasbeleuchtung u. Wasserversorgung München.

Classen, A., Ausgewählte Methoden der analytischen Chemie. Braunschweig 1903.

Cronheim, W., Die Bedeutung der pflanzlichen Schwebeorganismen für den Sauerstoffhaushalt des Wassers. Plöner, Forschungsbericht 1904. Bd. 11. S. 282.

Darapsky, L., Enteisenung von Grundwasser. Leipzig 1905. und Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. Nr. 52.

Derselbe, Tage- oder Tiefenwässer? Leipzig 1903.

Dunbar, Über Enteisenung von Trinkwasser. Zeitschr. f. Hygiene 1896. S. 105 ff. und Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1898.

Derselbe, Zum derzeitigen Stande der Wasserversorgungsverhältnisse im hamburgischen Staatsgebiete. Deutsche Vierteljahrsschr. f. öffentl. Gesundheitspflege 1905. Bd. 37. S. 537 ff.

Ehlert, Kohlensäure im Grundwasser als Ursache der Zerstörung von Wasserleitungsanlagen. Zeitschr. d. Vereins deutscher Ing. 1899. S. 102.

Digitized by Google

Erdmann, H., Lehrbuch der anorganischen Chemie. 4. Aufl. Braunschweig 1906.
Erlwein, G., Trinkwasserreinigung durch Ozon. Leipzig 1904.
v. Esmarch, E., Hygienisches Taschenbuch. 3. Aufl. Berlin 1902.
Finger, Die Wasserversorg. in d. Marschen des Reg.-Bez. Stade. Klinisches Jahrbuch 1908. Bd. 19.
Fischer, F., Chem. Techn. des Wassers. 2. Aufl. Braunschweig 1902.
Derselbe, Das Wasser, seine Verwendung, Reinigung und Beurteilung. 3. Aufl. Berlin 1902.
Flügge, C., Grundriß der Hygiene. 6. Aufl. Leipzig 1908.
Fränkel und Piefke, Filteranlagen für städtische Wasserleitungen. Deutsche Vierteljahrsschr. f. öffentl. Gesundheitspflege vom 11. September 1890, und Zeitschr. f. Hygiene. Bd. 8. S. 1.
Fresenius, C. Remigius, Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse. 15. Aufl. Braunschweig 1886.
Frühling, A., Der Wasserbau. III. Teil des Handbuches der Ingenieurwissenschaften. Bd. 3. Die Wasserversorgung der Städte. 4. Aufl. Leipzig 1904.
Gärtner, A., Festschrift zur 100jähr. Stiftungsfeier d. med.-chir. Friedr.-Wilh.-Inst. Berlin 1895.
Derselbe, Leitfaden der Hygiene. Jena 1905.
Derselbe, Die Quellen in ihren Beziehungen zum Grundwasser und Typhus. Jena 1902.
Derselbe, Zur Hygiene der Wasserversorgung. Journal für Gasbel. u. Wasserversorg. 1904. Nr. 34.
Globig, Die amerikanische Schnellfiltration von Oberflächenwasser. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Med. u. öffentl. San.-Wesen 1904. Bd. 27. S. 190 ff.
Götze, Über doppelte Sandfiltration für zentrale Wasserversorgungen. Arch. f. Hygiene 1899. Bd. 35. S. 227 ff.
Grahn, Die städt. Wasserversorgung im Deutschen Reiche 1903.
Große-Bohle, H., Beiträge zur Frage der Selbstreinigung der Gewässer. Arnsberg 1900.
Derselbe, Prüfung und Beurteilung des Reinheitszustandes der Gewässer. Zeitschr. f. Untersuchung d. Nahrungs- u. Genußmittel 1906. Bd. 12. Heft 1 u. 2.
Gruber, M., Über Anlage von Brunnen. Österreich. Sanitätswesen 1898. Bd. 10.
Derselbe, Das österr. Sanitätswesen 1900. Nr. 23.
Derselbe, Die Grundlagen der hygienischen Beurteilung des Wassers. Deutsch. Vierteljahrsschr. f. öffentl. Gesundheitspflege Bd. 25.
Günther, C., Einführung in das Studium der Bakteriologie. 6. Aufl. Leipzig 1906.
Heim, Lehrbuch der Hygiene 1903.

Digitized by Google

Hempel, Trinkwasserversorgung der Städte vom chem. Standpunkt. Vortrag auf der 49. Hauptversammlung des Vereins deutscher Ingenieure zu Dresden 1908.
Heyer, C., Ursache und Beseitigung des Bleiangriffs durch Leitungswasser. Dessau 1888.
Heyn, E., und O. Bauer, Über den Angriff des Eisens durch Wasser und wässerige Lösungen. Mitteilg. Mat.-Prüfgs.-Amt 1908. Bd. 26. S. 1—104.
Hilgermann, R., Über die Verwendung des Bacillus prodigiosus als Indikator bei Wasseruntersuchungen. Archiv f. Hygiene. Bd. 59. S. 150—158.
Derselbe, Der Nachweis der Typhusbazillen im Wasser mittelst der Eisenfällungsmethode. Archiv f. Hygiene Bd. 60. S. 355—369.
Hillenberg, Die Bedeutung des Trink- und Gebrauchswassers in chem. und bakteriologischer Hinsicht für die Entstehung von Krankheiten, besonders von Infektionskrankheiten. Zentralbl. f. Stadt- u. Landgemeinden. Jahrgang 2. Nr. 5.
Hofer, B., Über die Mittel und Wege zum Nachweis von Fischwasserverunreinigungen durch Industrie- und Städteabwässer. Allgem. Fischereizeitung. München 1901. Bd. 26.
Derselbe, Berichte aus der Kgl. Bayerischen Biologischen Versuchsstation in München.
Holtz, Fürsorge für die Reinhaltung der Gewässer auf Grund der allgem. Verfügung vom 20. Februar 1901. Berlin 1902.
Hueppe, Handbuch der Hygiene 1899.
Hulwa, F., Die Selbstreinigung der Flüsse. Vortrag, gehalten am 28. Aug. 1894 vor dem V. Deutschen Fischereitage zu Breslau 1894.
Imbeaux, L'alimentation en eau et l'assainissement des villes à l'exposition universelle de 1900. Paris 1901.
Jordan et Irons, Transact. of the Amer. publ. health assoc. vol. 25. 1900.
Jurisch, K. W., Die Verunreinigung der Gewässer. Berlin 1890.
Kabrhel, Theorie und Praxis der Trinkwasserbeurteilung 1900.
Derselbe, Bakteriolog. u. kritische Studien über d. Verunreinigung u. Selbstreinigung d. Flüsse. Archiv f. Hygiene Bd. 30. S. 32 ff.
Kasparek, Th., Die Beurteilung des Tränkwassers vom Standpunkt der Physiologie und Hygiene der Haussäugetiere. Zeitschr. f. d. Landwirtschaftl. Versuchswesen in Österreich 6. Heft 11. 1903.
Klunzinger, C. B., Über die physikalischen, chem. u. biolog. Ursachen der Farben unserer Gewässer. Stuttgart 1901.
Klut, H., Qualitativer Nachweis von Eisen im Wasser. Mitteilg. aus d. Königl. Prüfungsanstalt f. Wasserversorg. u. Abwässerbeseitg. Berlin 1907. Heft 8.

Digitized by Google

Klut, H., Bedeutung der freien Kohlensäure im Wasserversorgungswesen. Gesundheits-Ingenieur 1907. Nr. 32.
Knauthe, K., Das Süßwasser. Neudamm 1907.
Koch, R., Über den Bakteriengehalt des Wassers. Mitteilg. a. d. Kaiserl. Gesundheits-Amte 1881. Bd. 1. S. 36.
Kolkwitz, R., Über die Bedeutung der Biologie für die Beurteilung des Wassers. Berichte der Deutschen pharmazeut. Gesellschaft 1902. Bd. 12.
Kolkwitz u. Thiesing, Chem.-biolog. Untersuchungen über die Verwendung der Rieselwiesen zur Reinigung des Talsperrenwassers für Genußzwecke. Mitt. d. Prüf.-Anst. Heft 5. 1904.
König, J., Die Untersuchung landwirtschaftlich u. gewerbl. wichtiger Stoffe. 3. Aufl. Berlin 1906.
Derselbe, Die Verunreinigung der Gewässer. 2. Aufl. Berlin 1899.
Kröhnke, O., Die Reinigung des Wassers. Stuttgart 1900.
Krummacher, F., Streit über die chem. Wasseruntersuchung. Zeitschr. f. Medizinalbeamte 1904. S. 501 ff. u. 665.
Kruse, Zur hygienischen Beurteilung des Wassers. Zeitschr. f. Hygiene. Bd. 17. 1 u. 1908. Bd. 59. S. 6—94.
Kühnemann, G., Über die Verwendbarkeit verschiedener Rohrmaterialien f. Hauswasserleitungen mit besonderer Berücksichtigung der Bleiröhren. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Med. u. öffentl. Sanitätswesen 1904. 3. Bd. 27. S. 314 ff.
Labit, H., L'eau potable et les maladies infectieuses. Paris 1904.
Lafar, Handbuch der Technischen Mykologie 1904—1907.
Lauterborn, R., Die Verunreinigung der Gewässer und die biologische Methode ihrer Untersuchung. Ludwigshafen am Rhein 1908.
Leher, E., Das Wasser und seine Verwendung in Industrie u. Gewerbe. Leipzig 1905.
Lehmann, K. B., Die Methoden der praktischen Hygiene. 2. Aufl. Wiesbaden 1901.
Levy, E., und H. Bruns, Zur Hygiene des Wassers. Archiv f. Hygiene Bd. 36. S. 178 ff.
Linde, O., und W. Peters, Anleitung z. chem. Untersuchung des Wassers. 2. Aufl. Göttingen 1906.
Löffler, Wasserversorgung in Weyls Handbuch f. Hygiene 1896.
Löffler, Oesten und Sendtner, Wasserversorgung, Wasseruntersuchung und Wasserbeurteilung. Weyls Handbuch der Hygiene. Bd. 1. Abt. II. Jena 1896.
Lueger, Die Wasserversorgung der Städte. 1890.
Lunge, G., Chemisch-technische Untersuchungs-Methoden. 5. Aufl. Berlin 1904.
Malméjac, F., L'eau dans l'alimentation. Paris 1902.

Digitized by Google

Marsson, M., und P. Schiemenz, Die Schädigung der Fischerei. Zeitschr. f. Fischerei. Bd. 9.
Mez, Mikroskopische Wasseranalyse. Berlin 1898.
Migula, Kompendium der bakteriologischen Wasseruntersuchung etc. Wiesbaden 1901.
Nußbaum, Leitfaden der Hygiene 1902.
Ohlmüller, W., Die Untersuchung des Wassers. 2. Aufl. Berlin 1897.
Ost, H., Lehrbuch der chemischen Technologie. 6. Aufl. Hannover 1907.
Paul, Th., W. Ohlmüller, R. Heise und Fr. Auerbach, Untersuchung über die Beschaffenheit des zur Versorg. d. Haupt- u. Residenzstadt Dessau benutzten Wassers, insbesondere über dessen Bleilösungsfähigkeit. Arbeiten a. d. Kaiserl. Gesundheits-Amte. Bd. 23. Heft 2. Berlin 1906.
Petit, R., Einwirkung der Kohlensäure des Wassers auf Eisen. Journ. f. Gasbel. u. Wasservers. 1897. S. 206.
Pettenkofer, Über Verunreinigung und Selbstreinigung der Flüsse. Vortrag auf d. Deutschen Naturforscher-Versammlung in Halle 1891.
Pfeiffer, R., und B. Proskauer, Enzyklopädie der Hygiene. Leipzig 1905.
Pistor, M., und S. Merkel, Deutsche Vierteljahrsschrift für öffentl. Gesundheitspflege.
Plagge und Schumburg, Beiträge zur Frage der Trinkwasserversorgung. Veröffentl. a. d. Geb. d. Militär-Sanitätswesens 1900. Heft 15.
Pleißner, M., Über die Löslichkeit einiger Bleiverbindungen im Wasser. Arbeiten a. d. Kaiserl. Gesundh.-Amte. Bd. 26. Heft 3. Berlin 1907.
Post, Chemisch-technische Analyse. 3. Aufl. Braunschweig 1906.
Proskauer, B., Beschaffenheit von Tiefbrunnenwässern. Zeitschrift f. Hygiene. Bd. 9. 1890.
Reichardt, E., Grundlagen zur Beurteilung des Trinkwassers. Halle a. S. 4. Aufl. 1880.
Renk, Über zweckmäßige Entnahme von Wasserproben. Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1907. Nr. 44.
Rubner, M., Lehrbuch der Hygiene. 8. Aufl. Leipzig u. Wien 1907.
Salomon, Noch ein Beitrag zur Wasseruntersuchungsfrage. Zeitschr. f. Medizinalbeamte 1904. S. 505 ff.
Salomon, H., Über bakteriologische, chem. u. physikal. Rheinwasser-Untersuchungen. Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Med. u. öffentl. Sanitätswesen 1901. 3. Folge. Bd. 21. Suppl.-Heft.
Savage, William G., The Bacteriological examination of Water-supplies. London 1906.

Digitized by Google

Schiemenz, P., Industrie und Fischerei. Fischereizeitung. Neudamm 1902. Heft 8, 9 u. 10. 1903. Heft 1.
Derselbe, Beurteilung des Reinheitsverhältnisses der Oberflächenwässer nach makroskopischen Tieren und Pflanzen. Journal f. Gasbel. u. Wasserversorg. 1906. Nr. 33. S. 706.
Derselbe, Die biologische Wasseranalyse und die Beurteilung von Wasserverunreinigungen für die praktische Fischerei. Nachr. aus d. Klub der Landwirte zu Berlin 1906. Nr. 794 u. 795.
Schmidtmann, A., und C. Günther, Mitteilungen aus der Königl. Prüfungsanstalt für Wasserversorgung u. Abwässerbeseitigung zu Berlin. Heft 1—10.
Schmidtmann, A., und F. Straßmann, Vierteljahrsschr. f. gerichtl. Medizin u. öffentl. Sanitätswesen.
Schmidt, E., Ausführl. Lehrbuch der pharmazeutischen Chemie. 5. Aufl. Braunschweig 1907.
Derselbe, Anleitung zur qualitativen Analyse. 6. Aufl. Halle (Saale) 1906.
Schreiber, K., Die chemische Untersuchung von Trinkwasser an der Entnahmestelle. Zeitschr. f. Medizinalbeamte 1908. Heft 1.
Derselbe, Enteisenung bei Einzelbrunnen. Mitt. d. Prüf.-Anst. Heft 6. 1905.
Derselbe, Zur Beurteilung des Ozonverfahrens für die Sterilisation des Trinkwassers. Mitt. d. Prüf.-Anst. Heft 6. 1905.
Schwers, Henri, de Liège, Le fer dans les eaux souterraines. Revue d'hygiène. Paris 1908. Bd. 30. No. 2 et 3.
Smith, Angus, Über Bleischädlichkeit etc. Dinglers Polytechn. Journal 1861. Bd. 162. S. 222 ff.
Spitta, O., Untersuchg. über d. Verunreinig. u. Selbstreinig. d. Flüsse. Archiv f. Hygiene 1900. Bd. 38. S. 160 ff. u. 215 ff.
Derselbe, Weitere Untersuchungen über Flußverunreinig. Archiv f. Hygiene 1903. Bd. 46. S. 64 ff.
Springfeld, Die Typhusepidemien im Reg.-Bez. Arnsberg und ihre Beziehung zu Stromversorgungen und Wasserversorgungsanlagen. Klin. Jahrbuch 1903. Bd. 10.
Standard, Methods of Water Analysis. Chicago. Report of Committee to the Public Health Association 1905.
Thumm, K., und A. Schiele, Die Sterilisierung und Filterung von Trinkwasser durch das Ferrochlor-Verfahren. Mitt. d. Prüf.-Anst. Heft 8. 1907.
Tidy, Untersuchungen über Flußwasser. Chemical News 1880. Bd. 41. S. 415 ff.
Tiemann-Gärtners Handbuch der Untersuchung und Beurteilung der Wässer. 4. Aufl. Braunschweig 1895.
Treadwell, F. P., Lehrbuch der analytischen Chemie. 4. Aufl. Leipzig und Wien 1907.

Digitized by Google

Volk, Rich., Die bei der hamburgischen Elbe-Untersuchung angewendeten Methoden zur quantitativen Ermittelung des Planktons. Hamburg 1901—1907.
Wagner, A. F., Das Wasser nach Vorkommen, Beschaffenheit und Bedeutung, hauptsächlich in hygienischer u. techn. Beziehung. Dresden 1886.
Wanklyn, J. Alfred, Wateranalysis. 11. Edit. London 1907.
Weigelt, C., Unsere natürlichen Fischgewässer. Berlin 1900.
Derselbe, Wirkung verschiedener Stoffe auf Fische. Archiv f. Hygiene 1885. Bd. 39.
Wernicke und Weldert, Enteisenung und Entbräunung von Grundwasser. Mitt. d. Prüf.-Anst. Heft 8. 1907.
Weyl, Handbuch der Hygiene 1896.
Whipple, George Chandler, The Microscopy of Drinking Water. II. Edit. New York and London 1905.
Wolff, H., Über Trinkwasserenteisenung. Zeitschr. f. Medizinalbeamte 1901. Heft 1.
Wollny, Die Zersetzung der organischen Stoffe und die Humusbildung. 1897.

Arbeiten aus dem Kaiserlichen Gesundheitsamte. Berlin, Julius Springer.
Gemeinsamer Erlaß der Minister der geistlichen, Unterrichts- und Medizinalangelegenheiten, sowie des Innern vom 23. April 1907, betreffend die Gesichtspunkte für Beschaffung eines brauchbaren, hygienisch einwandfreien Wassers. Auf Grund des Beschlusses des Bundesrates vom 16. Juni 1906. Ministerialblatt f. Medizinal- u. medizinische Unterrichtsangelegenheiten 1907. 7. Nr. 11. S. 158—185.
Das Gesundheitswesen des Preuß. Staates im Jahre 1901 bis 1907.
Grundsätze bei der Beurteilung von Trink- und Nutzwasser. Bericht über die Sitzung der Sektion XX des Verbandes selbständiger öffentlicher Chemiker Deutschlands, abgehalten zu Chemnitz am 30. XI. 1897. Gesundheits-Ingenieur 1898. S. 404 ff.
Vereinbarungen zur einheitl. Untersuchung und Beurteilung von Nahrungs- und Genußmitteln. Heft II. Berlin 1899.

Digitized by Google

Register.

A. = Abbildung.

Abfallstoffe, menschliche und tierische 13, **27**, 36, **44**.
Ablagerungen in Röhren etc. 52, 70.
Abpumpen der Brunnen 3.
Abschlagapparate 63 A.
Abschlagröhrchen 99, 98 A.
Abwässer 141.
Abwasser, häusliches 66.
Aggresives Wasser 57, **78**.
Alkalität 141.
Aluminiumsulfat 35, 47.
Amerikanische Farbenbestimmung 15.
p-Amidobenzoesäureester 28.
Ammoniak 138.
Ammoniakhaltige Wässer 44.
Ammoniakverbindungen 27.
Ammoniakverbindungen, Nachweis 41.
Ammoniumkarbonat 42.
Ammoniumnitrit 34.
Ammoniumquecksilberoxydjodid 46, 47.
amphoter 57.
Anfressungen 91.
Anweisung des Fragebogens 2.
Arsen 141.
Art der Untersuchung 129.
Asterionella 24.
Ätzkalk 123.
Ausdehnung der Untersuchung 129.
Auslaugungsprodukte des Bodens 13.
Ausziehstock 115 A.
Azidität 141.

Bacterium coli 60.
Bakterien im Wasser 36.
Bakteriologische Untersuchung 58.
Bikarbonate 51.
Biologische Beurteilung 114.
Biologische Instrumente 115 A.
Biologische Untersuchung 3, **114**.
Biologische Vorgänge 27.
Bismarckbraun-Bildung 30.
Bittersalz 55.
Blei 75, 78, 79, 82, 91, **107**, 141.
Bleiangriff 81.
Bleiazetatpapier 24.
Bleibende Härte 51, **52**.
Bleibestimmung 113.
Bleibikarbonat 80.
Bleichereien 53, 68, 122.
Bleichromat 113.
Bleigehalt, Feststellung 110.
Bleigeschmack 108.
Blei, Höchstgehalt im Wasser 107.
Bleihydroxyd 80.
Bleikarbonat 80, **109**.
Bleikarbonat, basisch 80.
Bleileitung 58.
Bleilösende Eigenschaften 58.
Bleilösende Wässer 108.
Bleilöslichkeit 37.
Blei, Nachweis 112.

Digitized by Google

Bleiröhren, Vermeidung 112.
Bleiröhren, verzinnte 112.
Bleisuperoxyd 126.
Bleiuntersuchung 107.
Bleiweiß 80.
Bodenfiltration 9.
Bodenschlamm 64.
Bodenverunreinigung 37.
Bohrlöcher 3.
Brauchwasser 130.
Brauereiwasser 37, 44, 54.
Braunsteinschlamm 126.
Brennereien 53.
Bromsäure 38.
Brunnenabdeckung 9.
Brunnenfaden 71.
Brunnen ohne Pumpenrohr 4.
Brunnenuntersuchung, biologische 119
Bruzin 37, 39.

Chlamydothrix 70.
Chlor, freies 38.
Chlor, wirksames 141.
Chloride 109, 127.
Chlorsäure 38.
Cholerabazillen 58.
Chromsäure 38.
Clarksche Seifenlösung 56.
Crenothrix 70.
Crenothrixformen 121.

Dampfkesselbetriebe 54.
Detritus, organischer 9.
Diaphanometer nach J. König 13, 16.
Dikarbonate 77.
Diphenylamin 37, 40.
Dretsche, zusammenklappbare 117 A.
Dunbarsches Gärröhrchen 61 A.
Dunkelfeldbeleuchtung 10.
Durchsichtigkeit 9.
Durchsichtigkeit bei Oberflächenwässern 12.
Durchsichtigkeitsgrad 11.
Durchsichtigkeitszylinder 10 A.

Eijkmansche Methode **60**, 61.
Einlagerung von Eisen 70.
Einleitung 1.
Einleitung der Untersuchung 2.
Einschlaglupe, aplanatische 118 A.
Eisen 79.
Eisenausfällung 68.
Eisenausscheidung 43, **67**, 69.
Eisenbakterien **70**, 121.
Eisenbikarbonat 10, 124.
Eisenfreies Wasser 72.
Eisen für Fische 143.
Eisen, gesundheitsschädlich 68.
Eisenhaltige Grundwässer 41.
Eisenhaltige Wässer 121.
Eisenhydroxyd 9, 14, **67**, 91.
Eisenoxyd 49.
Eisenoxyd, Nachweis 76.
Eisenoxydverbindungen 34.
Eisenoxydul 49.
Eisenoxydul, Nachweis 74.
Eisenoxydulverbindungen 122.
Eisen, Prüfung 67.
Eisenrohre 91.
Eisenrohre, verzinkte 112.
Eisenschlamm 123.
Eisenverbindungen 41.
Elektrolytische Vorgänge 112.
Enteisenungsanlagen 73.
Entfärbung des Wassers 20, 21.
Enthärtung 54.
Entnahme von Wasserproben 2.
Entnahme v. Wasserproben für bakteriologische Zwecke 63.
Erdalkalibikarbonate 43.
Erfrischendes Wasser 25.
Erstickung der Fische 69, 125.
Exkursionsmikroskop 119 A.

Fäkalverunreinigung 58, 60.
Farbe 70.
Farbenbestimmung 13.
Farbe von Oberflächenwasser 141.
Färbende Substanzen 141.
Färbereien 53, 68, 122.

Digitized by Google

Farbloses Wasser 13.
Farbstoffe 13.
Fäulnis 44.
Fäulnisgeruch 22.
Fäulnisprodukte 25.
Ferrihydroxyd 10.
Ferrikarbonat 67.
Ferriverbindungen 33, 35, 76.
Ferrobikarbonat 34, 35, 42, **67**, 79.
Ferrokarbonct 42, 44.
Ferrosulfid 75.
Ferroverbindungen 127.
Fettsäuren 54.
Filter 59.
Fischarten 144.
Fischiger Geruch 24.
Fischwasser 54, **98**.
Fischwasser, Anforderungen 142.
Fischwasser, Eisengehalt 69.
Fischzucht 125.
Fleischextrakt - Pepton - Nährgelatine 64.
Formalin 120.
Flußsohle 141.
Flußverunreinigungen 66, 91, 120, **140**.
Flußwasser 4.
Flußwasser, Anforderungen 140.

Gallertscheiden der Bakterien 70.
Gallionella 70.
Gartenanlagen, Bewässerung 69.
Gärungsgewerbe, Wasser 37, 44.
Gärröhrchen 61.
Gärungskolben 62 A.
Gasbestimmungs-Apparat 89 A.
Gasgehalt des Wassers 111.
Gefärbte Grundwässer 30.
Gefärbte Wässer 35.
Gefäße für Wasserproben 6 A.
Gelatineplatten 58.
Gelbes Wasser **21**, 32, 43.
Gelbfärbung 67.
Geologische Beschaffenheit des Bodens 36.
Gerbereien 53, 68.
Geruch 68, 70.
Geruchs-Bestimmung 22.
Geruch, fremdartig 14.
Geruch unangenehmer 54.
Geschmack **25**, 68, 70, 78.
Getrübtes Wasser 9.
Gips 26, **54**.
Gipshärte 52.
Glasflaschen für Wasserproben 5 A.
Glaszylinder für Eisen 75 A.
Glaszylinder für Farbenbestimmung 14.
Gleichbleiben der Temperatur 8.
Goldchloridlösung 21.
Grenzzahlen 137.
Grundwasser 67.
Grundwasser, Eisengehalt 69.
Grundwasserresevoir 74.
Grundwasserveränderung 91.
Gußröhren 112.

Handpumpe, ventillos 100 A.
Harnstoff 38, 39, 106.
Härte 26, 47, **48**, **50**, 140.
Härtebestimmung 56.
Härtegrade, deutsche, franz. und engl. 50.
Härteskala 53.
Hartes Wasser, **53**, 55, 144.
Heyroths Apparat 4 A.
Hofers Farbenskala 94.
Holzfasern 9.
Humin 19.
Huminkörper 43.
Huminsäure 19, 57.
Huminstoffe 13, 69, **70**.
Huminsubstanzen 44.
Humus-Boden 43.
Humussaures Salz 44.
Humussäure 124.
Humusstoffe-Reaktion 19.
Humussubstanzen 18, 19.
Hydrokarbonat 86.

Digitized by Google

Indikator für Verunreinigungen 9, 27, 36.
Infektionsverdächtiges Wasser 44.
Inkrustierung 52.

Jodkaliumhaltige Natronlauge 95.
Jodsäure 38.
Jodstickstoff 45.
Jodzinkstärkelösung **31**, 34.
Jodzinkstärkelösung, Nachteile 33.

Kaliumnatriumtartrat 49.
Kaliumpermanganat 69, 92, 141.
Kaliumpermanganatlösung 17.
Kaliumsulfozyanat 76.
Kaliumquecksilberjodid 47.
Kalk 49.
Kalk f. Fische 143.
Kalksalze 50.
Kalkseife 54.
Kalksinter 52.
Kalziumbikarbonat 10, **51**, 57, 77, **108**.
Kalziumkarbonat 51.
Kalziumverbindung 47.
Karamellösung 15.
Karbonate 9.
Karbonathärte 77, 85, 91, **108**, 139.
Karbonathärtebestimmung 51.
Keimfreies Wasser 59.
Keimzahl 58, 92.
Keimzählung 66.
Kesselbrunnen 59.
Kesselbrunnenschlamm 3.
Kesselspeisewasser 53, 133.
Kesselspeisewasser, Anforderungen 139.
Kesselstein 54.
Kesselsteinbildner 54.
Kieselsäure 140.
Klarheit 9.
Klarheitsgrade 11.
Kobaltkaliumplatinchloridlösung 15, 16.
Kochsalz 26, 143.
Kohlensaurer Kalk 55.
Kohlensäure 42, 44.
Kohlensäure, festgebundene 76.
Kohlensäure, freie **76**, 108, 124.
Kohlensäure, freie, Bestimmung 86.
Kohlensäure, freie, Löslichkeit 77.
Kohlensäure, freie, Menge in Wasser 78.
Kohlensäure, freie, Nachweis 84.
Kohlensäure, freie, Unschädlichmachung 83.
Kohlensäure, ganz gebundene 76.
Kohlenstoffreiche Verbindungen 43.
Kolloidales Eisen 75.
Kolorimeter nach J. König 16.
Kontaktwirkung 52.
Kontrolle im Laboratorium 2.
Korrektionswert bei Sauerstoffbestimmungen 107.
Korrosionen 58, **85**, 90.
Kreisarzt 2.
Kunstbleichereien 72.
Kupfer 75, **83**, 113, 141.
Kupferröhren 83.
Kupfersulfat 24.

Lackmuspapier 56.
Lehmpartikelchen 9.
Leimfabriken 53, 69.
Leseprobe 11 A.
Leuchtgas 25.
Löslichkeit von Bleisalzen 110.
Luftarmes Wasser 91.
Luftblasen 9.
Luftsauerstoff 139, 142.
Luftsauerstoffbestimmung im Wasser 89.
Lummer-Brodhunsches Prisma 13.
Lupe 11.

Magnesia 49, 54.
Magnesiasalze 50, 51, 55.

Digitized by Google

Magnesiumbikarbonat 51, 57, 77.
Magnesiumchlorid 26, **54**, 140.
Magnesiumkarbonat 51.
Magnesiumsulfat 25, 26.
Magnesiumverbindungen 47, 48.
Manganbakterien **70**, 121.
Manganbikarbonat 124.
Manganbraun-Bister 123.
Manganchlorürlösung 95.
Manganentfernung 123, 125.
Manganflecke in Wäsche 123.
Manganhumate 124.
Manganhydroxyd 125.
Manganhydroxydul 125.
Mangankarbonat 124.
Mangannachweis **120**, **126**.
Mangano-Manganite 124.
Manganoxydulverbindungen 122.
Mangan, gesundheitsschädlich 122.
Manganschlamm 123, 125.
Mangansulfat 124.
Manganvorkommen 121.
Meerwasser 143.
Meso-Saprobien 115.
Metallklammern 6 A., 101.
Metaphenylendiaminlösung **29**, 32.
Meteorwasser 34.
Methylorangelösung 52.
Mikroorganismen 27, 41.
Mikrophyten 44.
Mikroskop 118.
Mikroskopische Untersuchung 3.
Mineralisierungsprozeß 36, 44.
Mineralquellen 50.
Mineralsäuren 52, 79.
Mineralsäurehärte 52.
Mineralwässer 121.
Moder 25.
Monokarbonate 51, **76**.
Moorboden 30, 57.
Moorgegenden 43.
Mooriger Untergrund 18.
Moorwasser, 13, **20**, 44, 46, 70.
Nährgelatine 65.
Naphtolreagens nach Riegler 34.
β-Naphtolreagens 28.
α-Naphtylamin-Sulfanilsäurelösung 28.
Natriumbikarbonat 87.
Natriumhydroxyd 35.
Natriumsulfid 113.
Natriumsulfidlösung 74.
Natriumthiosulfatlösung 96.
Neßlers Reagens 44, **45**, 49, 50, 56.
Neuangelegte Brunnen 3.
Nitrate **35**, 42, 108.
Nitrathaltige Wässer 37.
Nitrite **27**, 38, 42, 105.
Nitritgehalt der Luft 28.
Nitrosulfonsäure 40.
Normale chemische Zusammensetzung v. Wasser 137.

Oberflächenwasser 59, 134.
Oberflächenwasser, Anforderungen 140.
Oberflächenwasser, bakteriologische Untersuchung 66.
Oberflächenwasser, biologische Untersuchung 114.
Oberflächenwasser, Braunstein 125.
Oberflächenwasser, Sauerstoffbestimmung 97.
Oligo-Saprobien 115.
Organische Stoffe **17**, 92, 107, 127, 141.
Organische Substanzen **17**, 69, 103.
Organische Verunreinigungen 13.
Oxydierbarkeitsbestimmung 17, 92.
Oxydierbare Substanzen 17.
Oxydimerkuriammoniumjodid 47.
Ozon 33.
Ozonwasserwerke 33.

Digitized by Google

Papierfabriken 53, 69, 122.
Pathogene Bakterien 58.
Permanente Härte 51.
Pfahlkratzer 117 A.
Phenolphtaleinlösung 87.
m-Phenylendiamin 33.
Photographische Betriebe 69.
Pilzfäden 9.
Plankton 92.
Planktonfänge bei Brunnen 3.
Planktonkammer 117 A.
Planktonlupe 117 A.
Planktonnetz 119, 116 A.
Planktonorganismen 118.
Pleurosigma angulatum 119.
Poly-Saprobien 115.
Porzellanscheibe 12 A., 16,
Probeentnahme-Apparat f. Bleiuntersuchung 110 A.

Quecksilberchloridlösung 45.
Quellsatzsäure 19.
Quellsäure 19.
Quellwasser 4, 72,

Reaktion 70, 108.
Reaktions-Bestimmung 56.
Reduktion der Nitrate 27.
Reduktionsmittel 42.
Reduktionsprozesse 41.
Reduktionsvorgänge 43.
Regenwasser 33.
Reihenfolge der Untersuchungen 7.
Reinheitsgrad von Oberflächenwasser 66.
Röhrenreinigungsapparate 53.
Rohre, schmiedeiserne 112.
Rohrmaterial 53.
Rosolsäurelösung 84.
Rostbildung in Wasserleitungsröhren 71.
Rostflecke 68.
Rostluft 78.
Ruhrbazillen 58.

Salpeter 55.
Salpetersäure 85.
Salpetersäure-Nachweis 35.
Salpetrige Säure **27**, 105, 127, 138.
Salpetrige Säure im enteisenten Wasser 27.
Salpetrige Säure, störend 38.
Salziges Wasser für Fische 143.
Salzsäure, konzentrierte 96.
Sandpartikelchen 9.
Sauerstoffberechnung 104.
Sauerstoffbestimmung **89**, 102.
Sauerstoffbestimmung, Bemerkungen 105.
Sauerstoffbestimmungs - Apparate 98, 99, 100 A.
Sauerstoff-Defizit 92.
Sauerstoffmangel 93.
Sauerstoffpipetten 101 A.
Sauerstoffverarmung 93.
Sauerstoffverbrauch 17.
Sauerstoffvolumen 104.
Sauerstoffzehrung **92**, 103.
Säure, freie 140.
Saure Karbonate 57.
Saures Wasser 58.
Schemata für Untersuchungen 129.
Schlamm aus Brunnen 3.
Schlammbankbildung 141.
Schleier, Entstehung 67.
Schöpfen von Wasser 4.
Schürfgräben 3.
Schwebestoffe 9, **11**, 119, 141.
Schwefeleisen 22, 42.
Schwefelkali 50.
Schwefelkies 42.
Schwefelnatrium 74.
Schwefelwasserstoff 18, **22—24**, 35, 42, 44, 50, 113, 127, 141.
Schwermetalle im Wasser 75.
Seewasser, Anforderungen 140.
Seifenverbrauch 54.
Seignettesalz 49.
Seignettesalzlösung 49.
Selbstreinigung der Flüsse 91.

Digitized by Google

Sicherheits-Verschlüsse 6 A.
Sinkstoffe 119.
Sinterbildung 52, 53.
Snellensche Schriftprobe 11 A.
Sodanatronlauge 35, 48.
Spezialsachverständige 2.
Spitta-Imhoff, Wasserentnahmeapparate **98, 99** A.
Standbürette 88 A.
Standzylinder für Bleiuntersuchungen 111 A.
Stärkefabriken 44, 69, 122.
Stärkelösung 103.
Stickstoff, organischer 141.
Stoffasern 9.
Stoffwechselprodukte, tierische und pflanzliche 19.
Strohreste 9.
Sulfate 44, 52.
Sulfathärte 52.
Sulfide 44.
Suspendierte Bestandteile 9, **11**, 119.
Süßwasser 143.

Talsperrenwasser 10.
Teichwasser 4.
Temperatur 104.
Temperaturbestimmung 8.
Temporäre Härte **51**, 52.
Thermometer 8.
Tonpartikelchen 9, 47.
Torfwasser 20.
Transitorische Härte 51.
Transportkasten für Sauerstoff-Flaschen 102 A.
Transportkasten für Wasserproben 6 A.
Treskowscher Trichter 66.
Triaminoazobenzol-Bildung 30.
Trinkwasser 130.
Trübes Wasser 34—35.
Tuchfabriken 53.
Typhusbazillen 58.

Übermangansäure 38, 126.
Ulmin 19.
Ulminsäure 19.
Ungenügende Filtration im Boden 8.
Unterchlorige Säure 38.
Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle 7.

Vakuumrieselung 83
Verschlammung der Leitungen 91.
Verschlammungen der Röhren 69.
Verschmutzung von Flüssen 114.
Verschmutzung von Wasser 92.
Verschmutzungsgrad 114.
Versendung von Wasserproben 2 u. 3.
Versiegelung der Flaschen 3.
Verstopfung v. Leitungsröhren 122, 123.
Verstopfung in Röhren 70.
Verunreinigtes Wasser 1, 18.
Verunreinigung von Oberflächenwasser 91.
Volumenvermehrung von Bakterien 121.
Vorfluter 66.
Vorübergehende Härte **51**, 52.
Voruntersuchungen 1.

Waschwasser 68.
Wäschereien **53**, 54, 68, 122.
Wasserentnahme-Apparate 4 A., **98, 99** A.
Wasserentnahme aus Leitungen 96.
Wasser für technische Zwecke 20.
Wassergucker 12 A.
Wasserleitungen 4.
Wassermenge 2.
Wasserpflanzen 9.
Wasserprobenentnahme bei Gasen 93.
Wasserstoff 42.
Wasserstoffsuperoxyd 33.
Wassertiere 9.

Digitized by Google

Wasserversorgung, Eisengehalt 70.
Wasserversorgung, Mangan 124.
Wasserwerke 86.
Weiches Wasser 27, 55.
Weinsäure 49.
Winklersche Salpetersäure, Methode 40.
Winklers Sauerstoff-Bestimmung 93, 105.
Wirtschaftswasser 53, 68, 130.
Wucherung von Bakterien in Leitungen 70.
Zellulose 53.
Zellstoffseide 69.
Zentral-Wasserversorgung 72, 84.
Zentralwasserversorgung, Eisengehalt 69.
Zersetzungsprodukte 19.
Zeugdruckereien 53, 68.
Zink 83.
Zinkazetat 35.
Zuckerfabriken 37, 53.
Züricher Verordnung 141.

Digitized by Google

Digitized by Google

Snellensche Schriftprobe 1,0

zur Bestimmung des Durchsichtigkeitsgrades

(Siehe S. 11).

1,0.

Der Jüngling, wenn Natur und Kunst ihn anziehen, glaubt mit einem lebhaften Streben bald in das innerste Heiligtum zu dringen.

5 4 1 7 8 3 0 9

1,0.

Der Jüngling, wenn Natur und Kunst ihn anziehen, glaubt mit einem lebhaften Streben bald in das innerste Heiligtum zu dringen.

5 4 1 7 8 3 0 9

1,0.

Der Jüngling, wenn Natur und Kunst ihn anziehen, glaubt mit einem lebhaften Streben bald in das innerste Heiligtum zu dringen.

5 4 1 7 8 3 0 9

1,0.

Der Jüngling, wenn Natur und Kunst ihn anziehen, glaubt mit einem lebhaften Streben bald in das innerste Heiligtum zu dringen.

5 4 1 7 8 3 0 9

Digitized by Google

Digitized by Google

Die Untersuchung des Wassers. Ein Leitfaden zum Gebrauch im Laboratorium für Ärzte, Apotheker und Studierende. Von **Dr. W. Ohlmüller**, Regierungsrat und Mitglied des Kaiserlichen Gesundheitsamtes. Zweite, durchgesehene Auflage. Mit 75 Textabbildungen und einer Lichtdrucktafel.
In Leinwand gebunden Preis M. 5,—.

Die Verunreinigung der Gewässer. Deren schädliche Folgen sowie die Reinigung von Trink- und Schmutzwasser. Mit dem Ehrenpreis Sr. Majestät des Königs Albert von Sachsen gekrönte Arbeit von **Dr. J. König**, Geh. Regierungsrat, o. Professor an der Königl. Akademie und Vorsteher der agrikulturchemischen Versuchsstation in Münster i. W. Zweite, vollständig umgearbeitete und vermehrte Auflage. Zwei Bände. Mit 156 Textfiguren und 7 lithogr. Tafeln.
Preis M. 26,—; in zwei Leinwandbände gebunden M. 28,40.

Das Wasser, seine Verwendung, Reinigung und Beurteilung, mit besonderer Berücksichtigung der gewerblichen Abwässer und der Flußverunreinigung von **Dr. F. Fischer**, Professor an der Universität Göttingen. Dritte, umgearbeitete Auflage. Mit Textabbildungen. In Leinwand gebunden M. 12,—.

Mikroskopische Wasseranalyse. Anleitung zur Untersuchung des Wassers mit besonderer Berücksichtigung von Trink- und Abwasser. Von **Dr. C. Mez**, Professor an der Universität zu Breslau. Mit 8 lithogr. Tafeln und Textabbildungen.
Preis M. 20,—; in Leinwand gebunden M. 21,60.

Das Mikroskop und seine Anwendung. Handbuch der praktischen Mikroskopie u. Anleitung zu mikroskopischen Untersuchungen von **Dr. Hermann Hager.** Nach dessen Tode vollständig umgearbeitet und in Gemeinschaft mit Dr. O. Appel, Regierungsrat und Mitglied der Kaiserl. biologischen Anstalt für Land- und Forstwissenschaft zu Dahlem bei Berlin, Dr. G. Brandes, Privatdozent der Zoologie an der Universität und Direktor des Zool. Gartens zu Halle, Dr. Th. Lochte, Professor der gerichtlichen Medizin an der Universität und Kreisarzt zu Göttingen neu herausgegeben von **Dr. Karl Mez**, Professor der Botanik an der Universität Halle. Zehnte, stark vermehrte Auflage. Mit 463 Textfiguren.
In Leinwand gebunden Preis M. 10,—.

Hygienisches Taschenbuch für Medizinal- und Verwaltungsbeamte, Ärzte, Techniker und Schulmänner. Von **Dr. Erwin von Esmarch**, Geh. Medizinalrat, o. ö. Professor der Hygiene an der Universität Göttingen. Vierte, vermehrte und verbesserte Auflage. In Leinwand gebunden Preis M. 4,—.

Zu beziehen durch jede Buchhandlung.

Digitized by Google

Leitfaden für Desinfektoren in Frage und Antwort. Von **Dr. Fritz Kirstein**, Kreisarzt des Stadtkreises Stettin-Ost und Vorsteher des Kgl. Medizinal-Untersuchungsamtes in Stettin. Vierte, vollständig umgeänderte und vermehrte Auflage. Preis in Leinwand gebunden M. 1,40; durchschossen M. 1,60.

Hilfsbuch für Nahrungsmittelchemiker zum Gebrauch im Laboratorium für die Arbeiten der Nahrungsmittelkontrolle, der gerichtlichen Chemie und anderen Zweige der öffentlichen Chemie. Von **Dr. A. Bujard** und **Dr. Ed. Baier.** Zweite, umgearbeitete Auflage. Mit Textabbildungen.
In Leinwand gebunden Preis M. 10,—.

Mikroskopie der Nahrungs- und Genußmittel aus dem Pflanzenreiche. Von **Dr. Josef Moeller**, o. ö. Professor und Vorstand des pharmakologischen Institutes der Universität Graz. Zweite, gänzlich umgearbeitete und unter Mitwirkung A. L. Wintons vermehrte Auflage. Mit 599 Figuren.
Preis M. 18,—; in Leinwand gebunden M. 20,—.

Die Nahrungsmittelgesetzgebung im Deutschen Reiche. Eine Sammlung der Gesetze und wichtigsten Verordnungen betreffend den Verkehr mit Nahrungsmitteln, Genußmitteln und Gebrauchsgegenständen, nebst den amtl. Anweisungen zur chemischen Untersuchung derselben von Professor **Dr. K. von Buchka**, Geh. Oberregierungsrat, Vortragendem Rat im Reichsschatzamt Berlin. Mit Textfiguren.
Kartoniert Preis M. 4,—.

Als Ergänzung hierzu erschien von demselben Verfasser:

Gesetz betreffend die Schlachtvieh- und Fleischbeschau vom 3. Juni 1900 nebst Ausführungsbestimmungen.
Kartoniert Preis M. 2,40.

Der Nahrungsmittelchemiker als Sachverständiger. Anleitung zur Begutachtung der Nahrungsmittel, Genußmittel und Gebrauchsgegenstände nach den gesetzlichen Bestimmungen. Mit praktischen Beispielen. Von Professor **Dr. C. A. Neufeld**, Oberinspektor der Kgl. Untersuchungsanstalt für Nahrungs- und Genußmittel zu München.
Preis M. 10,—; in Leinwand gebunden M. 11,50.

Zu beziehen durch jede Buchhandlung.

Digitized by Google

Digitized by Google

t.6796
Untersuchung des Wassers an Ort1908
Countway Library AHL6627
3 2044 045 103 157

COUNTWAY LIBRARY
HC 365H H

Digitized by Google

t.6796
Untersuchung des Wassers an Ort1908
Countway Library AHL6627
3 2044 045 103 157